

THERMOCHIMIE.

DONNÉES EXPÉRIMENTALES.

AUTRES OUVRAGES DE M. BERTHELOT.

OUVRAGES GÉNÉRAUX.

La Synthèse chimique, 7e édition; 1897, chez F. Alcan.

Essai de Mécanique chimique, 2 vol. in-8°; 1879, chez Dunod.

Sur la force des matières explosives d'après la Thermochimie, 3e édition, 2 vol. in-8°; 1883, chez Gauthier-Villars.

Traité élémentaire de Chimie organique, avec la collaboration de M. Jungfleisch, 4e édition, 2 vol. in-8°; 1897, chez Dunod.

Traité pratique de Calorimétrie chimique, in-18; 1893, chez Gauthier-Villars et Masson.

Les origines de l'Alchimie, in-8°; 1885, chez Steinheil.

Collection des Alchimistes grecs, texte et traduction, avec la collaboration de M. Ch.-Em. Ruelle, 3 vol. in-4°; 1887-1888, chez Steinheil.

Introduction à l'étude de la Chimie des anciens et du moyen âge, in-4°; 1889; chez Steinheil.

Histoire des Sciences. — La Chimie au moyen âge, 3 vol. in-4°; 1893, chez Leroux.

Tome I. *Essai sur la transmission de la Science antique.*

Tome II. L'*Alchimie syriaque,* texte et traduction, avec la collaboration de M. Rubens Duval.

Tome III. L'*Alchimie arabe,* texte et traduction, avec la collaboration de M. Houdas.

La Révolution chimique : Lavoisier, in-8°; 1890, chez F. Alcan.

Science et Philosophie, in-8°; 1886, chez Calmann-Lévy.

Science et Morale, in-8°; 1897, chez Calmann-Lévy.

LEÇONS PROFESSÉES AU COLLÈGE DE FRANCE.

Leçons sur les Méthodes générales de synthèse en Chimie organique, in-8°; 1864, chez Gauthier-Villars.

Leçons sur la Thermochimie, professées en 1865, publiées dans la *Revue des Cours publics,* chez Germer-Baillière.

Même sujet, en 1880. — *Revue scientifique,* chez Germer-Baillière.

Leçons sur la Synthèse organique et la Thermochimie, professées en 1862-1863, publiées dans la *Revue scientifique,* chez Germer-Baillière.

OUVRAGES ÉPUISÉS.

Chimie organique fondée sur la Synthèse, 2 vol. in-8°; 1860, chez Mallet-Bachelier.

Leçons sur les principes sucrés, professées devant la Société chimique de Paris en 1862, in-8°, chez Hachette.

Lecons sur l'Isomérie, professées devant la Société chimique de Paris en 1863, in-8°, chez Hachette.

THERMOCHIMIE

DONNÉES ET LOIS NUMÉRIQUES,

PAR M BERTHELOT,

SÉNATEUR, SECRÉTAIRE PERPÉTUEL DE L'ACADÉMIE DES SCIENCES,
PROFESSEUR AU COLLÈGE DE FRANCE.

TOME II

LES DONNÉES EXPÉRIMENTALES.



PARIS,

GAUTHIER-VILLARS ET FILS, IMPRIMEURS-LIBRAIRES
DU BUREAU DES LONGITUDES, DE L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE,
Quai des Grands-Augustins, 55.

1897


WELLCOME
HISTORICAL
MEDICAL
LIBRARY

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE MINÉRALE.

THERMOCHIMIE.

DONNÉES EXPÉRIMENTALES.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE MINÉRALE.

NOTIONS GÉNÉRALES ET DÉFINITIONS.

§ 1. — Sur les chaleurs de combinaison.

1. La quantité de chaleur dégagée dans une combinaison chimique, et plus généralement la chaleur dégagée dans une réaction quelconque, mesure la somme des travaux chimiques et physiques accomplis dans la combinaison, ou dans les réactions. Ce travail varie suivant l'état des corps réagissants et suivant l'état des produits, lequel dépend de la température, de la pression et de diverses autres conditions physiques. De là la nécessité de définir la chaleur dégagée dans ces conditions.

2. A cette fin nous allons présenter toutes les valeurs numériques qui ont été obtenues jusqu'ici en Thermochimie; nous ramènerons, autant que possible, les combinaisons à un état physique

identique, pour les composants et pour leurs composés. Nous définirons ainsi :

Les chaleurs de combinaison rapportées à quatre états distincts, savoir : l'état gazeux, l'état liquide, l'état solide et l'état dissous; de façon à permettre de comparer toutes les combinaisons et réactions où les composants et les composés affectent un même état, ce qui tend à compenser les variations d'entropie.

A défaut de cette identité générale d'état pour tous les corps envisagés, identité qu'il est souvent impossible de réaliser, même par le calcul, il demeure cependant utile de comparer les réactions où les corps correspondants, échangés par voie de substitution ou de double décomposition, affectent seuls un même état, solide, liquide, ou gazeux.

Dans tous les cas, et indépendamment de toute notion théorique, nous donnerons les chiffres qui représentent les chaleurs de combinaison, rapportées à l'état actuel des composants et des produits, quel que soit cet état, et tels qu'ils résultent des valeurs expérimentales.

Toutes les données qui précèdent sont relatives à la température ordinaire, c'est-à-dire à une température voisine de +15° C. Pour les étendre à une température quelconque, il sera nécessaire de connaître les quantités de chaleur dégagées ou absorbées par les changements d'état (vaporisation, fusion, dissolution), ainsi que les chaleurs spécifiques des corps simples ou composés, sous les quatre états, gazeux, liquide, solide et dissous, que ces corps sont susceptibles d'affecter dans nos expériences. C'est pourquoi les données connues relatives aux changements d'état ont été introduites dans les Tableaux du présent Ouvrage.

3. Quant aux chaleurs spécifiques, on y signalera seulement celles des gaz simples ou composés, sous la pression ordinaire, ainsi que les données les plus importantes relatives aux autres états, données présentées dans le premier Volume, et qui suffisent pour la plupart des cas. Je n'ai pas cru pouvoir aller plus loin, en raison du nombre immense des déterminations aujourd'hui exécutées sur les chaleurs spécifiques des solides, des liquides, et surtout des dissolutions, envisagées à diverses températures, pressions et concentrations. Leur reproduction complète exigerait à elle seule un Ouvrage aussi étendu que celui-ci; leur étude est d'ailleurs loin d'être terminée.

4. Les types des calculs relatifs à l'évaluation des chaleurs de

combinaison, dans les différents états des corps, vont être exposés tout à l'heure; mais il est nécessaire de présenter d'abord quelques définitions.

§ 2. — Définitions.

1. *Calories.* — L'unité adoptée dans la définition des quantités de chaleur est la *calorie* (*voir* mon *Traité pratique de Calorimétrie chimique,* p. 21). En pratique, c'est la quantité de chaleur absorbée par 1^{gr} d'eau liquide, en passant de $+15°$ C. à $+16°$ C.

On distingue aujourd'hui deux sortes de calories, dont l'emploi a été rendu nécessaire, parce que la chaleur absorbée ou dégagée dans les phénomènes chimiques est, en général, beaucoup plus grande que la chaleur absorbée ou dégagée dans les phénomènes physiques : par exemple, 1^{gr} d'hydrogène, en se changeant en eau, dégage dix mille fois autant de chaleur qu'en passant de 16° à 15°. Dès lors, on est convenu d'appeler *grande calorie* (*Calorie* avec majuscule), la quantité de chaleur nécessaire pour porter 1^{kg} d'eau de 15° à 16°.

La *petite calorie* (*calorie* avec minuscule) est mille fois plus petite, et représente la chaleur absorbée lorsque 1^{gr} d'eau passe de 15° à 16°.

Ainsi l'on dit : 1^{gr} d'hydrogène, en brûlant, dégage $34^{Cal},5$ ou 34500 calories; 1^{gr} d'hydrogène, en passant de zéro à 1°, absorbe $3^{cal},4$, ou $0^{Cal},0034$.

Si l'on veut exprimer en kilogrammètres le travail mécanique équivalent à une quantité de chaleur donnée, il faudra multiplier par 426 le nombre qui exprime les Calories.

2. *Chaleurs spécifiques.* — La chaleur spécifique moléculaire de l'hydrogène à pression constante, c'est-à-dire la quantité de chaleur absorbée par le poids moléculaire de l'hydrogène (2^{gr}), au voisinage de la température ordinaire, sera exprimée en petites calories par le nombre 6,8; en grandes calories, par le nombre 0,0068; conformément à ce qui précède.

En général, les nombres qui expriment la chaleur spécifique des corps dans les Traités de Physique répondent à la petite calorie; pour les ramener à la grande calorie, on les divise par mille, comme ci-dessus.

Ces nombres sont rapportés à l'unité de poids en Physique; mais en Chimie il est préférable de les multiplier, soit par le poids ato-

mique (*chaleurs spécifiques atomiques*); soit, et de préférence, par le poids moléculaire (*chaleurs spécifiques moléculaires*).

Enfin, ces nombres spécifiques peuvent représenter soit une chaleur spécifique *moyenne*, c'est-à-dire le quotient de la chaleur totale, Q, absorbée, dans un certain intervalle de température, par cet intervalle même exprimé en degrés, $\frac{Q}{T-t}$; soit une *chaleur spécifique élémentaire*, c'est-à-dire le rapport différentiel $\frac{dQ}{dt}$, répondant à une température déterminée t.

3. *Chaleurs de réaction.* — Pour définir les chaleurs de réaction, d'après l'état des corps réagissants, ainsi qu'il a été dit plus haut, on doit toujours définir soigneusement, et en même temps :

La température et la pression (pour les gaz surtout);

L'état gazeux, à pression constante, ou à volume constant;

L'état liquide;

L'état solide, en y ajoutant la notion de l'état isomérique du corps, s'il y a lieu;

L'état dissous enfin, avec la concentration correspondante.

Dans ce dernier cas, et sauf indications spéciales, les réactions que nous envisagerons seront, en général, rapportées à des dissolutions étendues, renfermant au moins $100H^2O$ pour chaque molécule de corps réagissant, et même pour chaque équivalent, dans le cas où une molécule représente plusieurs équivalents : ce qui arrive pour les acides bibasiques, tribasiques, etc. Ainsi PO^4H^3 sera supposé dissous dans $300H^2O$ environ. L'observation prouve qu'à partir de semblables dilutions, et jusqu'aux limites observables, la chaleur dégagée par la formation des combinaisons non dissociées ne varie plus sensiblement. Dans la pratique, au lieu de dissoudre 1 molécule d'un corps dans $100H^2O$, ce qui fournit des liqueurs ne se prêtant pas à la subdivision en volumes simples, il est préférable d'amener la dissolution qui renferme 1 molécule de corps dissous soit au volume exact de 2^{lit}, ce qui répond à $110H^2O$ environ; soit à un multiple de ce volume. Pour exprimer ce rapport, à la suite de la formule du corps, on écrira entre parenthèses l'indication suivante : (1 molécule $= 2^{lit}$), ou plus simplement ($\frac{1}{2}$) :



$$HCl(1 \text{ molécule} = 2^{lit}) + KOH(1 \text{ molécule} = 2^{lit})$$

ou bien



$$HCl(\tfrac{1}{2}) + KOH(\tfrac{1}{2}).$$

Mais, en général, nous écrirons, pour simplifier

$$HCl \text{ dissous (ou étendu)} + KOH \text{ dissoute (ou étendue)}$$

ou bien encore



$$HCl, nH^2O + KOH\ n'H^2O,$$

n et n' étant des nombres supérieurs à 100.

4. *Limites d'erreur.* — En calorimétrie, les limites de l'erreur possible sont proportionnelles aux variations de la température du thermomètre, c'est-à-dire absolues et non relatives : circonstance souvent méconnue par les personnes qui raisonnent *a priori* sur les valeurs thermochimiques. Pour apprécier exactement celles-ci, il convient donc toujours de remonter aux données mêmes des expériences. Dans les mesures les plus exactes, on ne saurait répondre de plus de 2 à 3 millièmes de degré ; en outre, les variations de température ne doivent pas dépasser 4° : ce qui donnerait comme limite extrême des erreurs un demi-millième des chiffres observés. Cette limite est d'ailleurs à peu près celle de la concordance entre les mesures des physiciens relatives à la valeur absolue du degré. Mais ces limites extrêmes sont loin d'être atteintes dans la plupart des cas. Quand la variation thermométrique est d'un dixième de degré par exemple, la limite d'erreur possible sur le nombre observé s'élève à deux centièmes. Ces circonstances ne doivent pas être oubliées dans toute déduction thermochimique.

Dans les listes et Tableaux qui suivent, on ne donnera pas les décimales incertaines.

§ 3. — Calcul de la variation de la chaleur de combinaison qui résulte des changements d'état et de température.

1. Indiquons comment doit être exécuté ce calcul, dont l'importance vient d'être signalée :

Les formules générales qui permettent d'évaluer en toute rigueur la variation de la chaleur de combinaison mesurée dans certaines conditions de température, de pression, d'état solide, liquide ou dissous, lorsque l'on passe à d'autres températures, pressions, états physiques, sont exposées et démontrées dans le Livre I de mon *Essai de Mécanique chimique* (p. 1 à 136). Je me bornerai à rappeler ici quelques-unes de ces formules, qui sont nécessaires pour l'établissement des calculs et des Tableaux.

2. *Température.* — La différence entre les quantités de chaleur Q_T et Q_t, dégagées par une même réaction, à deux températures distinctes, T et t, est égale à la différence entre les quantités de chaleur absorbées par les composants (U) et par leurs produits (V), pendant l'intervalle des deux températures,

$$Q_T = Q_t + U - V.$$

U — V représente la variation de la chaleur dégagée dans une combinaison, ou réaction quelconque.

Cette formule comprend tous les changements d'état possibles. S'il ne s'en produit aucun dans l'intervalle T — t, la variation se réduit au produit de la différence des chaleurs spécifiques moyennes Σc et Σc_1, pendant cet intervalle,

$$U - V = (\Sigma c - \Sigma c_1)(T - t).$$

Si $\Sigma c = \Sigma c_1$ pour toute température comprise dans cet intervalle, la chaleur de combinaison ou de réaction est constante : ce qui se vérifie approximativement, soit pour les réactions dans lesquelles tous les corps sont envisagés à l'état solide ; soit pour les réactions entre corps gazeux, accomplies sans changement de volume.

3. *Pression.*—Nous nous occuperons seulement des corps gazeux ; l'influence de la pression sur la chaleur dégagée par les réactions dans l'état solide ou liquide étant en général négligeable, à moins que l'on n'opère au voisinage de l'état critique. Pour les gaz, nous examinerons seulement le cas où ils obéissent aux lois normales de dilatation (loi de GAY-LUSSAC) et de compressibilité (loi de MARIOTTE ou de BOYLE); conditions où le volume moléculaire est le même pour tous les gaz.

A une même température, la chaleur dégagée par une réaction entre corps gazeux à pression constante est égale à la chaleur de combinaison à volume constant, accrue du produit de la température absolue T, par les deux millièmes de la variation du volume moléculaire

$$Q_{T_p} = Q_{T_v} + 0,002(n - n')T.$$

L'unité de volume moléculaire, à la température de 0°, est égale à $22^{lit},32$, sous la pression de $0^{m},760$.

Si l'on rapporte la formule précédente à des températures t, comptées depuis le zéro centigrade, elle devient

$$Q_{T_p} = Q_{t_v} + 0,5424(n - n') + 0,002(n - n')t.$$

Soit par exemple la combinaison de l'oxyde de carbone et de l'oxygène, à la température de $+15^\circ$ C. J'ai trouvé, en opérant à volume constant,



$$CO + O = CO^2, \text{ dégage} \ldots\ldots\ldots\ldots \quad +67^{Cal},9$$

Or, d'une part, le poids CO (28^{gr}) occupe 1 volume moléculaire, le poids O (16^{gr}) occupe $\frac{1}{2}$ volume moléculaire, et, d'autre part, le poids CO^2 (44^{gr}) occupe 1 volume moléculaire. On a donc

$$n - n' = 1 + \tfrac{1}{2} - 1 = \tfrac{1}{2},$$

$$Q_{t_p} = Q_{t_v} + 0,2712 + 0,015 = 0,2862 = 68^{Cal},2,$$

en nombre rond et à $+15^\circ$.

La même formule s'applique à la formation de l'eau *gazeuse*, par l'union de l'hydrogène et de l'oxygène, à pression constante,



$$H^2 + O = H^2O.$$

Cependant l'eau prend l'état liquide; dès lors, dans les conditions ordinaires, la chaleur dégagée par la condensation du gaz aqueux s'ajoute au nombre qui devrait être observé : ce qui le porte à $+69^{Cal},0$, vers 15°. Dans le cas où cette chaleur de condensation est connue, à la température envisagée, par des expériences spéciales, et si l'on admet en outre que la chaleur dégagée dans une réaction gazeuse, opérée à pression constante, soit indépendante de la pression (loi de Joule), il suffira de retrancher ladite chaleur de condensation de la chaleur de combinaison de deux gaz avec formation d'un composé liquide (soit 69,0, dans le cas de l'eau par exemple), pour obtenir la chaleur de combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène, toujours sous pression constante; bien entendu, à la condition que cette pression soit assez faible pour que l'eau conserve l'état gazeux à la température de $+15^\circ$. Le nombre ainsi calculé est égal à $+58^{Cal},3$ sensiblement. Si l'on avait opéré à volume constant, il se réduirait à $+57^{Cal},9$.

Nous avons cru ces détails nécessaires pour bien préciser la signification des calculs. Ils reposent, en définitive, sur une double donnée :

1° Le *volume moléculaire d'un gaz*, à une température quelconque et à une pression quelconque (dans les limites où ils obéissent aux lois normales), est exprimé par la formule

$$V = 22^{lit},32(1 + \alpha t)\,\frac{0,760}{H},$$

t étant compté en degrés centigrades, depuis le zéro ordinaire; H en mètres de mercure, et $\alpha = \frac{1}{273}$;

2° Le *travail extérieur développé par la dilatation de volume produite par un accroissement d'un degré, sous pression constante*, est exprimé par

$$\frac{10335}{273} \times \frac{22,32}{426} = 2,0 \text{ sensiblement.}$$

Ce volume moléculaire et ce travail sont les mêmes pour tous les gaz qui obéissent aux lois de Mariotte et de Gay-Lussac.

4. *Changements d'état.* — Nous avons dit qu'il est souvent nécessaire, dans la comparaison des phénomènes, de rapporter une réaction mesurée pour un certain état des corps initiaux et finaux, à un autre état de tous ces corps, ou seulement de quelques-uns d'entre eux. Cette réduction exige que l'on connaisse, pour les corps ainsi envisagés, les quantités de chaleur mises en jeu dans leurs changements d'état, à la température même et dans les conditions pour lesquelles sont faites les comparaisons. Il suffit alors d'ajouter (ou de retrancher) ces quantités de chaleur avec celles qui définissent la réaction, dans les circonstances où elle a été étudiée réellement.

5. *Chaleur de formation des composés dans les états gazeux, liquide, solide et dissous.* — Nous allons fournir les types de ces calculs pour les états solide, liquide, gazeux et dissous, types choisis de façon à envisager les cas principaux qui peuvent se présenter. Nous prendrons deux phénomènes très généraux : la formation des gaz et la formation des sels. Commençons par les gaz.

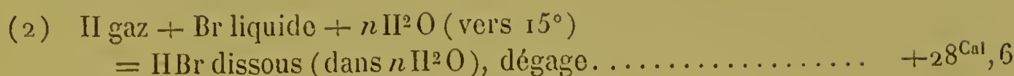
6. *Formation des gaz.* — Examinons, par exemple, la formation des composés chlorés, bromés, iodés, composés dont la comparaison thermochimique a été souvent présentée d'une façon peu correcte : nous nous attacherons surtout à la chaleur de formation de ces composés dans l'état gazeux, qui offre une grande importance théorique.

Soit donc la formation des trois hydracides.

Les données mesurées, dans les conditions réalisables au sein d'un calorimètre, sont les suivantes :

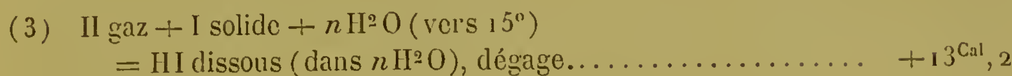

(1) H gaz + Cl gaz (vers 15°) = HCl gaz, dégage................ $+22^{\text{Cal}},0$

d'après des mesures directes;



(2) H gaz + Br liquide + nH^{2}O (vers 15°)
= HBr dissous (dans nH^{2}O), dégage.................... +28^{Cal},6

d'après des mesures indirectes;

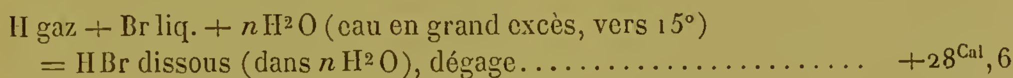


(3) H gaz + I solide + nH^{2}O (vers 15°)
= HI dissous (dans nH^{2}O), dégage...................... +13^{Cal},2

d'après des mesures indirectes.

Le problème général consisterait à évaluer la formation de chacun de ces trois composés dans les quatre états gazeux, liquide, solide, dissous; ces états se rapportant à la fois aux composants et aux composés : ce qui fait 64 cas distincts, pour chacun des trois hydracides. Si l'on voulait être complet, il faudrait même envisager l'état dissous pour diverses proportions d'eau, la chaleur de dilution des solutions concentrées étant considérable, surtout pour celles des hydracides. Mais nous ne possédons les données nécessaires à des évaluations aussi complètes pour aucun composé connu; dans la grande majorité des cas, elles ne sont pas indispensables à la prévision, ou à l'interprétation des phénomènes. Les règles applicables à leur calcul sont d'ailleurs les mêmes que celles qui vont être exposées sur des exemples particuliers : spécialement sur l'acide bromhydrique, pour lequel les données expérimentales sont les plus nombreuses et les plus sûres.

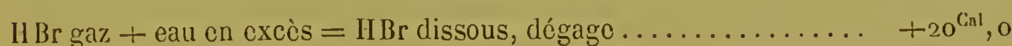
1° *Acide bromhydrique.* — Soit donc la donnée suivante, déduite d'expériences calorimétriques,



H gaz + Br liq. + nH^{2}O (eau en grand excès, vers 15°)
= HBr dissous (dans nH^{2}O), dégage......................... +28^{Cal},6

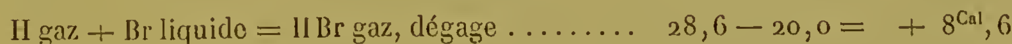
Ramenons d'abord l'hydracide à la forme gazeuse.

L'expérience a donné, vers 15°,



HBr gaz + eau en excès = HBr dissous, dégage.................. +20^{Cal},0

Donc :



H gaz + Br liquide = HBr gaz, dégage......... 28,6 — 20,0 = + 8^{Cal},6

Pour passer de ce nombre à la chaleur dégagée par l'union de l'hydrogène gazeux et du brome gazeux, il faut connaître la chaleur de vaporisation du brome à 15°. Or cette quantité a été mesurée

à $+58^\circ$, et trouvée égale à $3^{Cal},50$. Il convient de la rapporter à $+15^\circ$, ce qui se fait aisément d'après la formule relative à $U - V$ (p. 8); pourvu que l'on connaisse la chaleur spécifique du brome liquide et la chaleur spécifique du brome gazeux, l'une et l'autre entre 15° et 58°.

La chaleur spécifique moléculaire du brome liquide, dans cet intervalle, a été trouvée égale à 0,018 pour le poids ($Br^2 = 160^{gr}$) [1], c'est-à-dire 0,009 pour Br; ce qui donne pour la chaleur mise en jeu entre 58° et 15° : $0,009 \times 43 = 0^{Cal},387$.

La chaleur spécifique du brome gazeux dans le même intervalle n'a pas été mesurée; mais on peut, sans erreur notable, admettre la même valeur que celle mesurée pour des températures un peu plus élevées, soit, pour Br^2 : 0,0088; ou pour Br : 0,0044. On a dès lors, pour l'intervalle 58°-15° : $0,0044 \times 43 = 0^{Cal},19$.

Ces données admises, pour passer du brome liquide au brome gazeux, à 15°, on fera le cycle suivant :

On porte le brome liquide ($Br = 80^{gr}$) de 15° à 58°, ce qui absorbe. $-0^{Cal},39$
On le réduit en vapeur à 58° .... $-3^{Cal},50$

On l'amène alors à une pression assez faible pour qu'il conserve l'état gazeux à 15°; ce qui ne donne lieu, d'après la loi de Joule, qu'à des effets thermiques négligeables. Puis on le refroidit de 58° à 13°,

Ce qui dégage : $0,0044 \times 43$ .... $+0^{Cal},19$

La somme de ces quantités de chaleur, soit $-3^{Cal},70$, étant prise en signe contraire, représente sensiblement la chaleur dégagée lorsque le poids de brome gazeux, $Br = 80^{gr}$, se change en liquide à 15°. Le même nombre est applicable à toutes les réactions de cet élément, lorsqu'on veut passer du brome liquide (état actuel) au brome gazeux. Ainsi ce dernier dégage $+3^{Cal},7$ de plus que le brome liquide, dans les réactions exécutées à la température ordinaire. Dans le cas actuel,

H gaz + Br gaz = HBr gaz, dégagera, à 15° .... $+12^{Cal},3$

Si nous voulons évaluer, pour d'autres comparaisons, la chaleur

---

[1] L'unité de chaleur spécifique est rapportée ici à 1^{kg} d'eau.

mise en jeu en employant le brome solide, nous supposerons d'abord le brome liquide refroidi de $+15^\circ$ à $-7^\circ,3$,

	Cal
Ce qui dégage, d'après la chaleur spécifique connue du brome liquide, entre ces limites de température : $0,0085 \times 22,3$	+0,19
Puis on solidifie le brome, ce qui dégage, d'après sa chaleur de fusion.	+1,30
Puis on le suppose conservé dans l'état solide, en passant de $-7^\circ,3$ à $+15^\circ$; ce qui absorberait, d'après sa chaleur spécifique dans l'état solide, en supposant l'opération rendue possible par quelque artifice.	−0,15
La somme................	+1,34

doit être retranchée de la chaleur dégagée lorsqu'on opère avec le brome liquide, ce qui donne en définitive

H gaz + Br solide = H Br gaz.................................. $+7^{Cal},3$

Le nombre 1,34 est applicable à toutes les réactions du brome, lorsqu'on veut passer du brome liquide au brome solide ; un atome ($Br = 80^{gr}$) de ce dernier dégageant $1^{Cal},34$ de moins qu'un atome de brome liquide, à la température ordinaire.

D'après ces résultats, l'écart thermique entre le brome gazeux et le brome solide sera égal à $5^{Cal},0$, dans les réactions où l'on compare ces deux états du même élément.

Si nous prenons comme point de départ le brome dissous dans l'eau, il suffira de savoir que $Br^2 = 160^{gr}$, en se dissolvant dans une grande quantité d'eau, dégage : $+1^{Cal},1$; soit $+0^{Cal},55$ pour un atome Br.

On aura donc

H gaz + Br dissous dans l'eau = H Br dissous.................. $+28^{Cal},05$

En général, la chaleur dégagée dans une réaction, exécutée au moyen du brome dissous dans l'eau, devra être accrue de $+0^{Cal},55$, si l'on veut passer par le calcul au brome liquide. L'écart sera de $+4^{Cal},25$, pour passer au brome gazeux.

Si le brome était dissous à l'avance dans une solution étendue de bromure de potassium, opération qui dégage $+0^{Cal},65$ pour un atome, $Br = 80^{gr}$, il faudrait ajouter cette dernière valeur au nombre observé pour passer au brome liquide; ou bien $+4^{Cal},35$ pour passer au brome gazeux. Quand la solution de bromure de potassium est plus concentrée, la chaleur de dissolution du brome devient plus considérable et, vers le maximum de concentration, elle peut s'élever jusqu'à $+3^{Cal},53$ pour Br^2 liquide, soit $+1^{Cal},8$ pour

Br = 80gr. Dans d'autres dissolvants, les nombres sont différents et exigent des déterminations spéciales.

Enfin, si nous envisageons la formation de l'acide bromhydrique dissous en présence de petites quantités d'eau, ce qui arrive, par exemple, dans la combustion des composés organiques bromés, on devrait calculer cette formation en présence de la quantité même d'eau employée, c'est-à-dire retrancher, du nombre relatif à la formation opérée en présence d'une grande quantité d'eau,

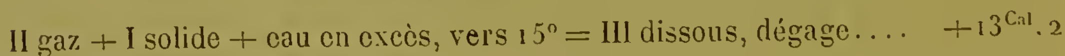

H + Br gaz + eau = HBr dissous .... +32Cal,3

la chaleur dégagée par l'addition à la solution aqueuse concentrée nécessaire pour ramener cette solution à l'état dilué.

On voit que le calcul des chaleurs dégagées par un même corps, tel que le brome, sous ses divers états, peut être exécuté à partir d'une expérience faite pour un état bien connu; mais ce calcul exige la connaissance des chaleurs spécifiques sous ces différents états, ainsi que celle des chaleurs de fusion, de vaporisation, de dissolution, de dilution, etc.

Pour plus de généralité, il faudrait posséder les mêmes données pour l'hydrogène, si l'on voulait supposer cet élément solide, liquide ou dissous : mais, à l'exception de sa chaleur spécifique gazeuse, on ne les connaît pas; on en ignore notamment la chaleur de fusion, de vaporisation, de dissolution, etc. Il faudrait également posséder les données analogues pour l'acide bromhydrique, corps dont on ne connaît actuellement ni la chaleur spécifique gazeuse, ni les chaleurs de fusion, ou de vaporisation. La chaleur de dissolution de ce gaz par l'eau, au contraire, a été mesurée entre des limites très étendues : le nombre donné plus haut se rapporte à $200H^2O$ et plus. Pour les liqueurs concentrées, il est plus faible : on en trouvera les valeurs dans le cours de ce Volume.

2° Cherchons à effectuer les mêmes calculs pour la formation de l'acide iodhydrique. D'après les données expérimentales :


H gaz + I solide + eau en excès, vers 15° = HI dissous, dégage.... +13Cal,2

Ramenons l'hydracide à la forme gazeuse.


HI gaz + eau en excès = HI dissous, vers 15° .... +19Cal,6

Donc :


H gaz + I solide = HI gaz .... — 6Cal,4

Pour passer à I gazeux, il faut connaître les chaleurs spécifiques moléculaires de cet élément dans l'état solide, soit +6Cal,9 pour

$I = 127^{gr}$, d'après Regnault; ainsi que dans l'état liquide et dans l'état gazeux. Ces deux dernières n'étant pas connues exactement, nous sommes conduits à les évaluer par analogie. Nous admettons les mêmes chiffres que pour le brome, soit 0,009 pour l'état liquide et 0,0044 dans l'état gazeux. Il faudrait savoir encore la chaleur de fusion et la chaleur de vaporisation de l'iode; ces dernières ayant été mesurées au moyen du calorimètre à mercure et par un procédé très peu exact, je crois préférable de les déduire des données similaires mesurées pour le brome, en admettant la même chaleur de fusion et une chaleur de volatilisation calculée d'après celle du brome, comme proportionnelle à la température absolue : relations approximatives qui se vérifient entre beaucoup de corps analogues. La chaleur de fusion moléculaire de l'iode serait dès lors $3^{Cal},0$ pour $I^2 = 254^{gr}$, et la chaleur de vaporisation moléculaire $\frac{7^{Cal},000}{331} \times 449 = 9^{Cal},5$.

Ceci admis, pour passer à l'iode gazeux à 15° :

	Cal
On porte I solide de 15° à 113°,6, ce qui absorbe 0,0069 × 98,6	−0,68
On le fond, ce qui absorbe	−1,50
On porte l'iode liquide de 113°,6 à 176°, ce qui absorbe 0,009 × 64,2	−0,58
Et on le vaporise, ce qui absorbe	−4,75
Total.....	−7,51

On amène alors l'iode à une pression assez faible pour qu'il puisse conserver l'état gazeux à 15°; puis on le refroidit de 176° à 15°, ce qui dégage $0,0044 \times 161 = +0^{Cal},71$. La somme définitive est $-6^{Cal},8$.

On aurait dès lors pour la réaction, à 15° :


H + I gaz = HI gaz .... $+0^{Cal},4$

Si l'on supposait l'iode liquide, on aurait, d'après les mêmes données, vers 15°, une variation de $1^{Cal},39$; d'où résulte :


H + I liquide = HI gaz .... $-5^{Cal},0$

En résumé, si l'on remplace par la pensée l'iode solide par l'iode liquide dans une réaction, vers 15°, la chaleur dégagée sera accrue de $+1^{Cal},4$.

Si l'on remplace l'iode solide par l'iode gazeux, elle sera accrue de $+6^{Cal},8$.

Passons à l'iode dissous. L'iode, en se dissolvant dans une solu-

tion étendue d'iodure de potassium, absorbe $-0^{Cal},13$, quantité qu'il faudrait ajouter pour passer à l'iode solide. Dans des solutions d'iodure alcalin très concentrées ce nombre s'élève à $-0,4$. Enfin la chaleur dégagée dans la formation de l'acide iodhydrique dissous varie, comme celle de l'acide bromhydrique, avec la concentration, c'est-à-dire avec la proportion d'eau, surtout si celle-ci est peu considérable.

3° Complétons ces indications en évaluant la formation du *gaz chlorhydrique*, rapportée au chlore liquide et au chlore solide. Nous supposerons les chaleurs spécifiques moléculaires de cet élément égales à celles du brome sous les mêmes états; sa chaleur de fusion (à $-75°$) égale; soit $-3^{Cal},00$ pour $Cl^2 = 71^{gr}$; enfin sa chaleur de volatilisation (à $-33°$), calculée d'après celle du brome, proportionnellement à la température absolue, soit

$$\frac{7000}{331} \times 240 = 5^{Cal},08$$

pour $Cl^2 = 71^{gr}$.

Ceci admis, pour passer de Cl gazeux à Cl solide :

	Cal
On abaisse Cl gazeux de 15° à $-33°$, ce qui dégage $0,044 \times 48$	$+0,21$
On le liquéfie	$+2,54$
On abaisse Cl liquide de $-37°$ à $-75°$, ce qui dégage $0,009 \times 42$	$+0,38$
On le solidifie	$+1,50$
	$+4,63$
Puis on réchauffe le chlore supposé solide de $-75°$ à $+15°$, ce qui absorbe $-0,0069 \times 90$	$-0,62$
	$+4,01$

De ces données résulterait, à 15° :

$H + Cl$ solide $= HCl$ gaz	$+18^{Cal},0$
$H + Cl$ liquide $= HCl$ gaz	$+19^{Cal},7$

En définitive, on a les nombres suivants, vers 15° :

		Cal		Cal
HCl gaz par	H gaz + Cl gaz	$+22,0$	Cl liq	$+19,7$*
	Cl sol	$+18,0$*	Cl diss	$+20,5$
HBr gaz par	H gaz + Br gaz	$+12,3$	Br liq	$+8,6$
	Br sol	$+7,3$	Br diss	$+8,0$
HI gaz par	H gaz + I gaz	$+0,4$*	I liq	$-5,0$*
	I sol	$-6,4$	I diss	$+6,3$

Les nombres dans le calcul desquels interviennent des données théoriques sont marqués ici d'un astérisque. D'une façon générale, les réactions étant exécutées au sein du calorimètre, à la température de 15°, et sous la pression normale, le chlore sera naturellement gazeux.

Dans toute réaction chimique où interviendra un atome ou équivalent de ce corps, $Cl = 35^{gr},5$:

	Cal
Si on l'envisage comme liquide, il faudra retrancher des nombres trouvés pour chaque équivalent de chlore	−2,3*
Si on l'envisage comme solide	−4,0*
Si on l'envisage comme dissous dans l'eau pure	−1,5

Le brome étant naturellement liquide, dans toute réaction opérée au sein du calorimètre, vers 15°,

	Cal
Si on l'envisage comme gazeux, il faudra ajouter aux nombres trouvés, pour chaque équivalent de brome	+3,7
Si on l'envisage comme solide, il faut retrancher	−1,3
Si on l'envisage comme dissous dans l'eau pure	−0,55

L'iode étant naturellement solide, dans toute réaction opérée au sein du calorimètre,

	Cal
Si on l'envisage comme liquide, il faudra ajouter aux nombres trouvés, pour chaque équivalent d'iode	+1,4*
Si on l'envisage comme gazeux	+6,8*
Si on l'envisage comme diss., en solution étendue	−0,1

On a cru utile de développer ces règles, parce qu'elles s'appliquent à tous les calculs analogues. Malheureusement, avec les autres éléments, dans la plupart des cas, on ne possède pas l'ensemble de données nécessaires pour exécuter rigoureusement de semblables calculs. On se borne alors, dans un calcul approximatif, à ajouter ou à retrancher les chaleurs de fusion et de vaporisation, mesurées dans les conditions ordinaires, sans tenir compte des différences entre les chaleurs spécifiques des corps sous leurs différents états, différences dont la valeur interviendrait pour tout ramener rigoureusement à la température ordinaire. Par exemple, si l'on part du brome gazeux, on ajoutera, à la chaleur de formation mesurée avec le brome liquide, simplement le nombre +3,5; au

lieu du chiffre véritable +3,7. Pour partir du brome solide, on retranchera −1,3; ce qui coïncide sensiblement avec le chiffre véritable.

Pour partir de l'iode liquide, on ajoutera +1,5, au lieu de +1,4; pour l'iode gazeux, ce sera $+6^{Cal},3$, au lieu de +6,8.

On voit que le calcul approximatif donne des résultats suffisamment voisins du calcul exact; du moins toutes les fois que les températures de fusion et de vaporisation ne sont pas trop éloignées de la température ordinaire. Rappelons qu'au-dessus de 250°, aucune chaleur de vaporisation n'a été mesurée avec précision.

7. *Chaleur de formation des sels, dans les divers états des corps.* — Nous allons examiner maintenant les calculs relatifs à un autre cas très général et très important. Je veux parler de la formation des sels, spécialement rapportée à l'état solide, état dans lequel la chaleur de formation est indépendante de toute influence accessoire, due au dissolvant; c'est-à-dire qu'elle fournit des termes plus certains pour la comparaison des forces relatives des acides et des bases. En outre, dans l'état solide, la chaleur spécifique moléculaire des corps composés est sensiblement égale à la somme de celles de leurs composants : ce qui rend la chaleur dégagée par les réactions indépendante des changements d'état et des températures, entre des limites très étendues.

Établissons d'abord quelques définitions.

Nous rapporterons la formation saline à la formule générale



$$RH + MHO = RM + H^2O,$$

RH étant un acide normal quelconque, monobasique, et MHO étant une base normale, ou hydroxyde métallique, monoacide.

L'acide, RH, peut être envisagé sous les quatre états : solide, liquide, gazeux, dissous.

La base, MHO, en Chimie minérale, peut exister sous les trois états, solide, liquide et dissous. Si l'on assimilait la formation éthérée à la formation saline, c'est-à-dire si l'on assimilait les alcools aux bases, on pourrait envisager, en outre, l'état gazeux.

Le sel, RM, en Chimie minérale, est en général solide, ou dissous, rarement liquide.

Enfin l'eau, H^2O, peut être solide, liquide, ou gazeuse.

En fait, les réactions effectuées dans le calorimètre se rapportent pour la plupart à l'état dissous. Au contraire, le type le plus important, celui qui se prête le mieux à la définition de la force

relative des acides, correspond à l'état solide des quatre corps envisagés, savoir : acide normal, base normale, sel anhydre et eau. Nous désignerons par S le nombre calorifique correspondant. Nous en donnerons tout à l'heure [p. 25, (7)] le calcul; mais commençons par examiner les phénomènes observés dans l'état dissous. Quoique les plus accessibles à l'expérience, ce sont les plus compliqués en théorie, parce qu'ils font intervenir l'influence physico-chimique du dissolvant, qui n'est pas inscrite dans la formule chimique proprement dite de la réaction.

8. *Chaleur de neutralisation.* — Formons donc les sels au moyen des acides et des bases alcalines dissous, le sel étant également dissous; la chaleur dégagée, dans cette condition, est ce que l'on appelle d'ordinaire la *chaleur de neutralisation*, N. Elle figure dans une colonne spéciale de nos Tableaux.

On admet le plus souvent qu'elle a été mesurée sur des dissolutions étendues : renfermant $200 H^2O$, par exemple, ou même davantage, dans le cas des corps peu solubles.

Dans ces conditions, N est sensiblement indépendant de la proportion d'eau. Il en serait autrement, si l'on opérait avec des liqueurs concentrées : les formules applicables à ce cas ont été données dans mon *Essai de Mécanique chimique*, t. I, p. 55.

N varie aussi avec la température, conformément à la formule générale de la page 8.

Soit c la chaleur spécifique ordinaire (rapportée à l'unité de poids) de la dissolution de l'acide (supposé monobasique), renfermant le poids m de cet acide normal, dissous dans $n H^2O$;

Soit c_1 la chaleur spécifique ordinaire de la dissolution basique, renfermant le poids moléculaire m_1 de la base normale (supposée monoacide), dissous dans $n_1 H^2O$.

Soit c_2 la chaleur spécifique ordinaire de la dissolution saline, renfermant un poids de sel égal à $(m + m_1 - 18)$, dissous dans

$$(n + n_1 + 1) H^2O.$$

La variation de N, pour une élévation de température $(T - t)$, sera exprimée par la formule suivante :

$$\left\{ [(18n + m)c + (18n_1 + m_1)c_1] - [18(n + n_1 + 1) + (m + m_1 - 18)]c_2 \right\} (T - t).$$

Si la base ou l'acide était solide, ou bien le sel précipité, il faudrait tenir compte de ces circonstances dans le calcul (voir *Essai de*

Mécanique chimique, t. I, p. 130). Entrons à cet égard dans de nouveaux détails.

9. *Sels précipités*. — En effet dans des cas très nombreux, tels que la réaction de l'acide fluorhydrique dissous sur la chaux dissoute, le sel formé est insoluble. La chaleur dégagée ne correspond plus alors à la valeur théorique de N; car elle représente la somme de deux travaux, savoir : la neutralisation dans un système liquide, et la précipitation ou solidification d'une portion de ce système. On a cherché quelquefois à faire le départ de ces deux travaux, en admettant par analogie une chaleur de neutralisation fictive et en regardant la différence entre ce nombre et la chaleur observée comme une chaleur de dissolution, également fictive. Mais une semblable évaluation est évidemment erronée dans un grand nombre de circonstances : par exemple, lorsqu'un précipité amorphe, obtenu tout d'abord, éprouve des changements successifs, qui l'amènent soit à un nouvel état amorphe, soit à l'état cristallisé, avec de nouveaux dégagements de chaleur. C'est là ce qui arrive, en fait, à l'iodure d'argent, au bromure d'argent, aux carbonates de baryte, de strontiane, etc. L'évaluation est également erronée, lorsque le précipité obtenu tout d'abord fixe ensuite de l'eau, pour former des hydrates, hydrates qui en outre varient souvent dans leur composition, par l'effet de légers changements de température, ou de concentration.

De même encore, l'évaluation précédente n'a plus aucun rapport avec la réalité, lorsqu'un précipité initial, obtenu par double décomposition et formé par une base unique, se transforme rapidement, en engendrant un sel double, ou un sel basique; ce qui arrive, par exemple, à certains phosphates terreux et métalliques. En raison de ces circonstances, au lieu de chercher à ramener la formation du sel insoluble à une prétendue chaleur de neutralisation hypothétique, N, il est préférable de rendre, au contraire, la formation des sels solubles comparable à celle des sels insolubles anhydres, en y ajoutant (ou en retranchant suivant les cas), la chaleur de dissolution du sel soluble (supposé anhydre), prise en signe contraire. C'est ce que nous avons fait dans nos Tableaux des formations salines, la colonne des valeurs de N étant suivie d'une seconde colonne, où le sel est supposé séparé de l'eau.

10. *Hydrates salins solubles, insolubles, dissociables*. — Disons toutefois que ce procédé de comparaison est imparfait, parce qu'il

ne tient pas compte des combinaisons stables que certains sels anhydres et solubles forment avec l'eau, le chlorure de calcium, par exemple; hydrates stables qui subsistent, suivant toute probabilité, dans les dissolutions. Il ne tient pas non plus compte, en sens inverse, des sels insolubles, tels que les oxalates, qui entraînent avec eux de l'eau de cristallisation. Enfin à cet égard, il conviendrait de distinguer les hydrates dissociables à froid, qui perdent toute leur eau dans le vide, à la température ordinaire, — ces hydrates étant également dissociés en partie dans leurs dissolutions, — et les hydrates stables, qui retiennent, au contraire, leur eau de combinaison dans le vide, et qui subsistent également dans leurs dissolutions : la stabilité plus ou moins grande des hydrates dissous paraissant corrélative, ou plus exactement inverse, de la tension propre de vapeur de l'eau que renferment les mêmes hydrates cristallisés : cette loi résulte de mes observations.

Ces distinctions et ces considérations sont applicables à toute réaction envisagée, non seulement à la température ordinaire, mais à la température quelconque, à laquelle on peut chercher à la réaliser. Mais ce n'est pas ici le lieu d'entrer sur ce sujet dans de plus longs développements; si ce n'est pour montrer combien il est nécessaire de rapporter les réactions salines à des termes de comparaison précis, dans lesquels n'intervienne pas la considération variable et incertaine du dissolvant. Dans ces comparaisons, d'ailleurs, il convient d'abord d'envisager l'eau, H^2O, qui se produit, comme absolument séparée du sel; sauf à tenir ensuite, s'il y a lieu, un compte spécial des actions secondaires qu'elle pourrait exercer, par exemple en formant avec le sel des hydrates définis.

11. *Bases et acides insolubles.* — L'étude thermochimique des sels, par voie de dissolution, comprend encore d'autres cas très généraux, dont il est indispensable de dire quelques mots. Tel est celui des bases insolubles, terres et oxydes métalliques; ou bien encore celui des acides insolubles, si nombreux en Chimie organique. Il est clair que, même dans la formation des sels solubles, la *chaleur* dite *de neutralisation* n'a pas, dans le cas d'un acide insoluble, ou d'une base insoluble, la même signification que dans le cas des bases et des acides solubles.

Observons enfin que l'on passe des uns aux autres par degrés successifs : par exemple, depuis la baryte, la strontiane et la chaux, bases de moins en moins solubles, jusqu'à la magnésie, dont la solubilité, quoique réelle, est cependant trop faible pour se prêter à

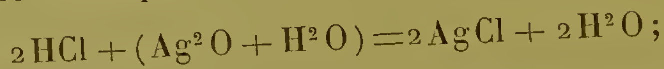
des mesures effectives. On ne saurait d'ailleurs, pas plus que dans le cas des sels insolubles, évaluer par analogie la chaleur de dissolution des oxydes métalliques, en raison de la multiplicité de leurs états moléculaires et des variétés de leurs hydrates.

Dans les Tableaux des chaleurs de neutralisation, et pour mieux marquer la généralité des réactions, on rapportera les bases insolubles à certains types hydratés, correspondant aux hydrates alcalins, tels que MgO, H^2O; FeO, H^2O; ZnO, H^2O; $Al^2O^3, 3H^2O$, etc. Mais il convient de ne pas oublier que c'est là une convention provisoire, qui aurait besoin d'être établie, dans chaque cas particulier, par des preuves plus certaines.

En fait, la chaleur d'hydratation des oxydes bivalents va en diminuant, depuis la magnésie jusqu'aux oxydes de zinc et de plomb. Elle est à peu près nulle pour l'oxyde de plomb; et il arrive même que certains oxydes métalliques, tels que l'oxyde d'argent, ne paraissent pas former d'hydrates stables.

12. *Oxydes et bases anhydres.* — Dans les cas de ce genre, si l'on veut conserver la symétrie des formules, il est nécessaire d'écrire l'oxyde et l'eau séparément : $Ag^2O + H^2O$, et d'envisager :

Soit la réaction d'un semblable système sur deux équivalents d'un acide monobasique



$$2HCl + (Ag^2O + H^2O) = 2AgCl + 2H^2O;$$

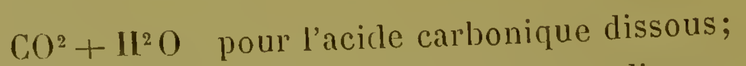
soit encore la réaction normale d'un équivalent d'acide monobasique sur une demi-molécule d'oxyde anhydre



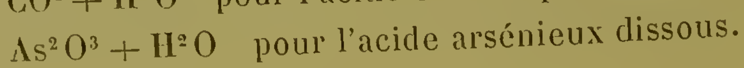
$$HCl + \tfrac{1}{2}(Ag^2O + H^2O) = AgCl + H^2O.$$

Cela vaut mieux que d'écrire un prétendu hydroxyde, $AgHO$, qui n'existe pas. Mais, dans ces cas, il est évident que la chaleur de neutralisation représente la somme de plusieurs effets ou travaux distincts.

Certains acides donnent lieu à une remarque analogue : ce sont des acides polybasiques, tels que l'acide carbonique et l'acide arsénieux, par exemple. Ces acides sont connus seulement à l'état d'anhydrides. Dès lors, la formule typique, telle que CO^3H^2, pour l'acide carbonique, $As^2O^4H^2$ pour l'acide arsénieux, est purement fictive. En fait, il convient d'écrire :



$CO^2 + H^2O$ pour l'acide carbonique dissous;

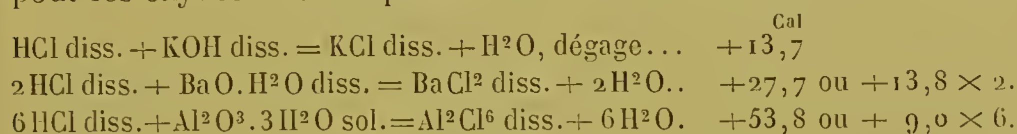


$As^2O^3 + H^2O$ pour l'acide arsénieux dissous.

La chaleur de neutralisation ordinaire représente alors la somme de deux effets différents. La théorie des anhydrides proprement dits et celle des *lactones* ou *olides* donnent lieu à cet égard à des considérations spéciales, en Chimie organique.

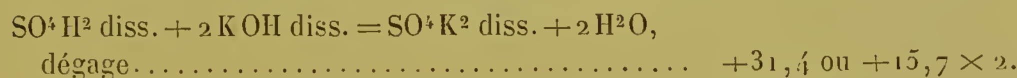
13. Les *corps polyatomiques* exigent de nouvelles remarques, pour définir nettement les notations correspondant aux quantités de chaleur développées dans les formations salines.

Ainsi, une molécule des oxydes des métaux diatomiques répond à deux molécules des oxydes monoatomiques; dès lors, il sera nécessaire de doubler le nombre de molécules des acides monobasiques qui s'y combinent. Une complication plus grande se produit pour les oxydes triatomiques.



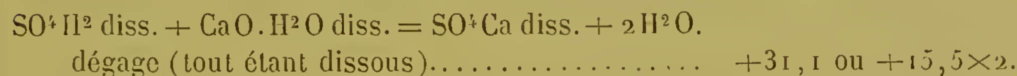
	Cal
HCl diss. $+ KOH$ diss. $= KCl$ diss. $+ H^2O$, dégage...	$+13,7$
$2HCl$ diss. $+ BaO.H^2O$ diss. $= BaCl^2$ diss. $+ 2H^2O$..	$+27,7$ ou $+13,8 \times 2$.
$6HCl$ diss. $+ Al^2O^3.3H^2O$ sol. $= Al^2Cl^6$ diss. $+ 6H^2O$.	$+53,8$ ou $+ 9,0 \times 6$.

La même remarque, en sens inverse, est applicable aux acides bibasiques (ou tribasiques) combinés avec les bases monoacides :



SO^4H^2 diss. $+ 2KOH$ diss. $= SO^4K^2$ diss. $+ 2H^2O$,
dégage.. $+31,4$ ou $+15,7 \times 2$.

Mais la formule se simplifie avec les bases diatomiques :



SO^4H^2 diss. $+ CaO.H^2O$ diss. $= SO^4Ca$ diss. $+ 2H^2O$.
dégage (tout étant dissous).................... $+31,1$ ou $+15,5 \times 2$.

14. *Chaleur de formation des sels, rapportée à l'état solide* (en dehors de l'état de dissolution). — La chaleur de formation des sels, si l'on veut en tirer des notions plus exactes, doit être examinée en dehors de l'état de dissolution, c'est-à-dire indépendamment du dissolvant, que les formules chimiques ordinaires n'inscrivent point. Reportons-nous à la formule fondamentale



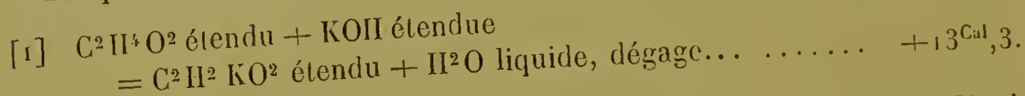
$$RH + MOH = MR + H^2O.$$

Voyons comment on calculera le phénomène chimique qu'elle exprime, en tenant compte des conditions multiples qui peuvent y être réalisées. Envisageons donc un acide, tel que l'acide acétique, susceptible d'exister sous les quatre états : solide, liquide, dissous, gazeux.

Ce que l'on mesure d'abord, c'est la chaleur dégagée par la réaction de l'acide acétique dissous sur une dissolution étendue d'une

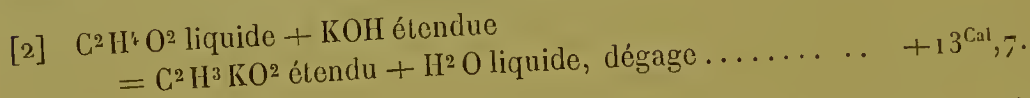
base soluble, telle que la potasse, avec formation d'acétate dissous.

La quantité N ainsi mesurée, vers 15°, est la suivante :


[1] $C^2H^4O^2$ étendu + KOH étendue
= $C^2H^3KO^2$ étendu + H^2O liquide, dégage.......... $+13^{Cal},3$.

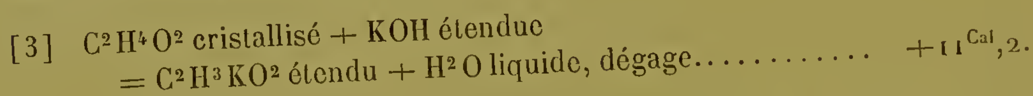
Supposons que nous voulions rapporter l'expérience à l'acide acétique pur.

Si ce corps est liquide, sa chaleur de dissolution devra être mesurée directement. En présence de la quantité d'eau convenable, vers 15°, elle dégage +0,40. Dès lors


[2] $C^2H^4O^2$ liquide + KOH étendue
= $C^2H^3KO^2$ étendu + H^2O liquide, dégage.......... $+13^{Cal},7$.

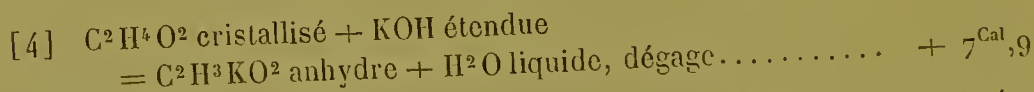
Cette réaction se rapporte d'ailleurs à un état réel de l'acide acétique, ce corps pouvant être maintenu à l'état liquide à 15°, par surfusion.

Rapportons la réaction à l'acide acétique solide, état réellement affecté par ce corps à 15°, dans les conditions normales : il conviendra de retrancher la chaleur de solidification de cet acide, à la même température, soit : $-2^{Cal},5$.

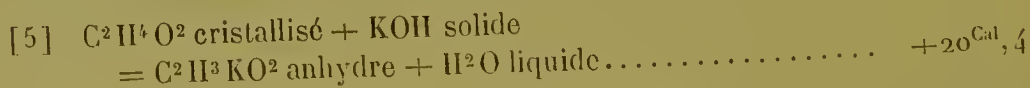

[3] $C^2H^4O^2$ cristallisé + KOH étendue
= $C^2H^3KO^2$ étendu + H^2O liquide, dégage............ $+11^{Cal},2$.

Supposons maintenant que nous calculions la réaction pour l'acétate de potasse solide.

Ce sel, en se dissolvant dans une grande quantité d'eau, dégage $+3^{Cal},3$; par conséquent, sa séparation à l'état solide, absorbera $-3^{Cal},3$: ce qui donne la chaleur de formation


[4] $C^2H^4O^2$ cristallisé + KOH étendue
= $C^2H^3KO^2$ anhydre + H^2O liquide, dégage........... $+7^{Cal},9$

Soit maintenant la neutralisation supposée effectuée avec la base séparée de l'eau, c'est-à-dire si nous opérons avec la potasse solide KOH ; il faudra ajouter, au contraire, la chaleur dégagée par la dissolution de la potasse, dans une grande quantité d'eau, à la même température, soit : $+12^{Cal},5$; ce qui fait pour la réaction


[5] $C^2H^4O^2$ cristallisé + KOH solide
= $C^2H^3KO^2$ anhydre + H^2O liquide.................. $+20^{Cal},4$

Dans ce calcul on admet que l'eau, H^2O, et le sel, $C^2H^3KO^2$, restent séparés.

Pour achever de tout ramener à l'état solide, il faut ajouter encore la chaleur de solidification de l'eau, égale au signe près à sa chaleur de fusion. Mais ici se présente une difficulté : tandis que toutes les données mesurées se rapportent à la même température, 15°, la chaleur de fusion de l'eau a été déterminée à 0°, soit $+1^{Cal},43$ pour H^2O. Si l'on voulait la rapporter par le calcul à 15°, c'est-à-dire évaluer l'inconnue X, il faudrait tenir compte des chaleurs spécifiques. On supposera que l'on fait absorber de la chaleur par l'eau solide, portée par hypothèse, sans changement d'état, de 0° à 15°, soit : $0,009 \times 15$; que l'on fond ensuite l'eau à 15°, ce qui absorbe X ; puis on ajoute la chaleur dégagée par l'eau liquide, ramenée de 15° à 0°, soit $0,018 \times 15$. On aura donc :

$$-1,43 = -0,009 \times 15 - X + 0,018 \times 15;$$

d'où

$$X = +1,43 - 0,135 = -1,295; \text{ soit } -1,3 \text{ en nombre rond.}$$

Ainsi, en définitive,



[6] $C^2H^4O^2$ crist. + KOH sol. = $C^2H^3KO^2$ sol. + H^2O sol., dégage. $+21^{Cal},7$

Cet exemple montre comment on peut tenir un compte exact de l'état solide des corps liquides. Mais les chaleurs spécifiques, sous les deux états solide et liquide, ne sont connues que pour un petit nombre de corps. Aussi, dans la pratique, se borne-t-on à tenir compte de la chaleur de fusion des corps, sans faire intervenir la correction exigée par la variation de cette quantité, sous l'influence de la température. On aura dès lors, en général :

S étant la chaleur de formation d'un sel rapportée à l'état solide;

D étant la chaleur de dissolution de l'acide solide;

D_1 celle de la base;

D' celle du sel anhydre;

N la chaleur de neutralisation proprement dite (tous corps dissous);

F la chaleur de solidification de l'eau,

[7] $$S = N + D + D_1 + F - D'.$$

On voit que le calcul de S exige la connaissance de cinq données numériques. Elle est indépendante de la température, dans les mêmes limites que l'état solide des corps (*Essai de Méc. chim.*, t. I, p. 120).

Cette quantité S est capitale, parce qu'elle représente le véritable terme de comparaison de la force relative des acides.

L'évaluation de S peut se faire pour le plus grand nombre des acides en Chimie organique ; elle offre même cet avantage qu'elle est applicable à une multitude d'acides insolubles, ou presque insolubles dans l'eau, qui forment, avec les bases alcalines, des sels solubles, et dont la chaleur de neutralisation ordinaire, N, ne saurait être mesurée.

Quant aux types de réactions exprimés par les équations (1), (2), (3), (4), (5), chacun d'eux se rapporte à un certain nombre de cas réels, seuls réalisables en pratique avec certains acides, bases, sels, insolubles, ou très peu solubles.

15. *États correspondants. — État gazeux.* — Cependant il existe un certain nombre d'acides, et même d'acides importants, gazeux ou liquides, dont la chaleur de formation dans l'état solide n'a pu être mesurée. De là l'utilité d'établir quelques autres termes spéciaux de comparaison. Pour y arriver, il suffit d'envisager, dans notre équation génératrice



$$RH + MOH = MR + H^2O,$$

deux termes correspondants, comme affectant le même état physique. Soit, par exemple, la formation des chlorures ; on ne connaît ni la chaleur de liquéfaction, ni la chaleur de fusion de l'acide chlorhydrique ; ni, *a fortiori*, les chaleurs spécifiques de ce corps dans l'état liquide ou solide, valeurs nécessaires pour pouvoir le supposer ramené à de tels états, à la température ordinaire ; dès lors, la valeur fondamentale, S, ne peut être calculée pour les chlorures.

Dans ce cas, on compare les réactions, en supposant que deux composés corrélatifs, l'hydracide et l'eau, affectent l'état gazeux : ce qui revient à ajouter à la chaleur de formation du sel supposé solide, la différence entre la chaleur de dissolution du gaz chlorhydrique, soit $+17^{Cal},4$, et la chaleur de condensation de l'eau gazeuse, à la température de 15°, soit $+10^{Cal},7$. On aura, dès lors, pour les chlorures,

$$S = N + D_1 - D' + 6^{Cal},7.$$

Pour les bromures, il faudra remplacer $+6,7$ par $+9,3$.
Pour les iodures, il faudra remplacer $+6,7$ par $+8,9$.

Pour les fluorures, il faudra remplacer $+6,7$ par $+1,1$.

Ces chiffres pourront servir à comparer la chaleur de formation des sels haloïdes avec celle des azotates, des acétates, etc., en envisageant dans le calcul les acides azotique, acétique, etc. comme gazeux.

État liquide. — Dans le cas où un acide pur est connu seulement dans l'état liquide, ou bien si sa chaleur de formation n'a été examinée que dans cet état, sa chaleur de fusion étant inconnue, on pourra rapporter la formation du sel solide à l'acide liquide et à l'eau liquide : ce qui revient à ajouter simplement, à la chaleur de formation du sel solide, la chaleur de dissolution de l'acide liquide



$$S_2 = N + D \text{ (acide liquide)} + D_1 - D'.$$

C'est ce que l'on a fait pour les acides propionique, butyrique, etc. Mais ce mode de comparaison est moins bon, à cause des variations rapides de la chaleur spécifique des corps liquides avec la température.

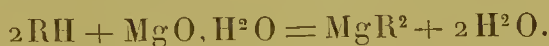
16. *Sels ammoniacaux.* — Quelques cas spéciaux doivent encore être signalés. Telle est la chaleur de formation des sels ammoniacaux

$$RH + AzH^3 = RHAzH^3 \text{ (ou RAm)}.$$

Ici il n'y a pas formation d'eau, H^2O.

Nous calculerons cette chaleur de formation en l'absence de l'eau, en supposant l'acide et le sel solide, et l'ammoniaque gazeuse.

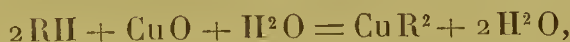
17. *Sels des oxydes métalliques.* — Soit encore la chaleur de formation des sels dérivés des oxydes métalliques



$$2RH + MgO, H^2O = MgR^2 + 2H^2O.$$

Ici la formule S se simplifie, la valeur N étant nécessairement mesurée avec la base insoluble; ce qui revient à poser $D_1 = 0$ dans la formule.

Si l'oxyde est anhydre, tel que l'oxyde de cuivre noir,

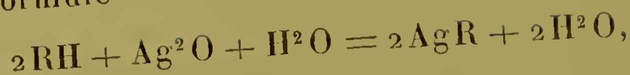


$$2RH + CuO + H^2O = CuR^2 + 2H^2O,$$

l'eau devra être regardée comme solide dans le premier membre; ce qui revient à envisager dans le second membre seulement la solidification de H^2O, au lieu de $2H^2O$.

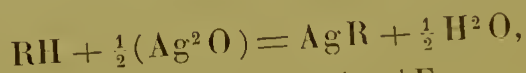
De même pour l'oxyde d'argent, si l'on rapporte la formation de

ses sels à la formule



$$2RH + Ag^2O + H^2O = 2AgR + 2H^2O,$$

la réaction, rapportée au poids moléculaire du sel, se réduira, dans le calcul, à



$$RH + \tfrac{1}{2}(Ag^2O) = AgR + \tfrac{1}{2}H^2O,$$

$$S_3 = N + D - D' + \tfrac{1}{2}F.$$

Des remarques semblables doivent être faites pour les anhydrides. Soit un anhydride solide, tel que l'acide arsénieux



$$(As^2O^3 + H^2O) + 2ROH = As^2O^4R^2 + 2H^2O,$$

il faudra tenir compte seulement de la chaleur de fusion d'une seule molécule d'eau dans le second membre.

Soit encore un anhydride gazeux, tel que l'acide carbonique



$$(CO^2 + H^2O) + 2ROH = CO^3R^2 + 2H^2O.$$

On peut supposer l'eau gazeuse, dans les calculs de comparaisons; mais il faut tenir compte seulement de la chaleur de vaporisation d'une seule molécule d'eau, soit $-10^{Cal},7$ (à 15°). La chaleur de dissolution de CO^2 dans l'eau étant égale à $+5^{Cal},6$, on aura, dans ce cas,

$$S_4 = N + D_1(\text{base}) - D'(\text{sel}) - 5,1.$$

18. *Union des anhydrides acides et basiques.* — Ici se présente une nouvelle représentation générale des sels. En effet, les sels oxygénés peuvent être envisagés comme formés par l'union de deux anhydrides, correspondant l'un à l'acide, l'autre à la base. Cette formation est facile à calculer, au point de vue thermique :

$$S' = N + D + D_1 - D',$$

D et D_1 étant la chaleur de dissolution des anhydrides. Ceux-ci peuvent d'ailleurs être envisagés dans les comparaisons sous l'un des trois états, solide, liquide, gazeux.

§ 4. — Chaleurs de combustion.

1. On désigne par ce mot la quantité de chaleur dégagée dans l'oxydation vive des corps simples ou composés, au moyen de l'oxygène libre. Cette quantité joue un rôle important dans les applications industrielles, aussi bien que dans les recherches théoriques.

Quand il s'agit d'un élément susceptible d'un seul degré d'oxydation, tel que le zinc ou le magnésium,



$$\mathrm{Zn} + \mathrm{O} = \mathrm{ZnO},$$

la définition de la chaleur de combustion se confond avec celle de la chaleur d'oxydation. C'est, en effet, sous cette forme directe qu'ont été exécutées les premières expériences relatives à l'oxydation des métaux, celles de Dulong; les principes thermochimiques n'étant pas assez assurés à cette époque pour qu'on osât se fier aux déterminations indirectes.

2. Dans le cas où il existe deux degrés d'oxydation, comme pour l'étain, on mesurait successivement l'oxydation totale du métal, qui forme le bioxyde, et celle du protoxyde, qui aboutit au même terme.

3. La signification de la chaleur de combustion expérimentale est plus compliquée, dans les cas analogues au soufre. En effet, l'oxydation directe du soufre fournit, comme on sait, de l'acide sulfureux gazeux



$$\mathrm{S} + \mathrm{O}^2 = \mathrm{SO}^2.$$

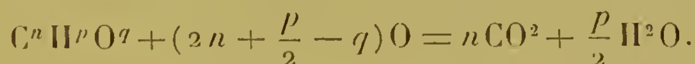
Mais cet acide est mélangé, dans tous les cas, avec une dose plus ou moins forte d'acide sulfurique anhydre, SO^3. En outre, si l'on opère avec un gaz humide, ou bien en présence de l'eau, on obtient une certaine dose d'acide sulfurique hydraté



$$\mathrm{S} + \mathrm{O}^3 + n\mathrm{H}^2\mathrm{O} = \mathrm{SO}^4\mathrm{H}^2 + (n-1)\mathrm{H}^2\mathrm{O}.$$

Dès lors, la chaleur de combustion du soufre, déterminée directement, ne fournit pas de résultat bien exact. Pour la définir rigoureusement, il convient de la rapporter à ses termes extrêmes, en supposant qu'elle aboutit en totalité au gaz sulfureux, ou à l'acide sulfurique étendu.

4. C'est surtout la chaleur de combustion des composés organiques qui offre une importance exceptionnelle. Étant donné un composé formé de carbone et d'hydrogène, ou de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, sa combustion totale par l'oxygène libre donne naissance à de l'acide carbonique et à l'eau,



$$\mathrm{C}^n\mathrm{H}^p\mathrm{O}^q + \left(2n + \frac{p}{2} - q\right)\mathrm{O} = n\mathrm{CO}^2 + \frac{p}{2}\mathrm{H}^2\mathrm{O}.$$

Sous la pression ordinaire, cette combustion n'est jamais complète; une certaine dose de carbone demeurant à l'état d'oxyde de carbone, ou de composés hydrogénés.

5. Mais si l'on opère avec un excès d'oxygène comprimé, à 25 atmosphères par exemple, dans la bombe calorimétrique, la combustion répond rigoureusement à l'équation précédente. On obtient ainsi ce que l'on appelle la *chaleur de combustion à volume constant*, à la température T, soit Q_{T_v}. On passe de là à la *chaleur de combustion à pression constante*, à la même température, soit Q_{T_p}, qui est la donnée ordinaire, par la formule suivante (*voir* p. 8),

$$Q_{T_p} = Q_{T_v} + 0,5424(n - n') + 0,002(n - n')T,$$

n, n' étant les nombres respectifs qui représentent les unités de volume moléculaire des composants et des composés, dans l'équation ci-dessus.

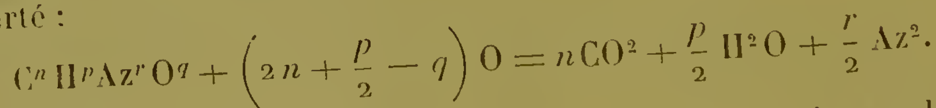
6. Si le corps brûlé est liquide ou solide, on peut en négliger le volume, ainsi que celui de l'eau formée. Dans ce cas, la valeur de $n - n'$ se réduit à

$$\frac{2n + \frac{1}{2}p - q}{2} - n = \frac{\frac{1}{2}p - q}{2}.$$

Si le corps brûlé affecte l'état gazeux, on aura

$$1 + \frac{\frac{1}{2}p - q}{2}.$$

7. Dans le cas d'un composé azoté, les formules sont les mêmes, à cela près qu'il faut tenir compte du volume de l'azote mis en liberté :



$$C^n H^p Az^r O^q + \left(2n + \frac{p}{2} - q\right) O = nCO^2 + \frac{p}{2} H^2O + \frac{r}{2} Az^2.$$

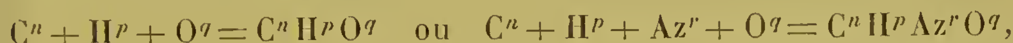
La correction, c'est-à-dire la différence entre les deux valeurs des chaleurs de combustion, pour un composé azoté gazeux, sera dès lors

$$1 + \frac{\frac{1}{2}p - q - r}{2}$$

et, pour un composé azoté liquide ou solide,

$$\frac{\frac{1}{2}p - q - r}{2}.$$

8. La chaleur de combustion d'un composé organique étant connue, on en déduit sa *chaleur de formation par les éléments*, qui est la donnée fondamentale de toute étude thermochimique. En effet, la chaleur de formation d'un tel composé par les éléments, sous la pression ordinaire,



$$C^n + H^p + O^q = C^n H^p O^q \quad \text{ou} \quad C^n + H^p + Az^r + O^q = C^n H^p Az^r O^q,$$

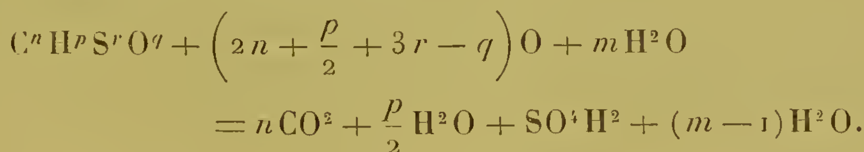
est la différence entre la chaleur de combustion du carbone et de l'hydrogène constitutifs et la chaleur de combustion du composé; soit pour les composés ci-dessus

$$\left(94,3n + 69\,\frac{p}{2}\right) - Q_{T_p}.$$

Cette formule s'applique à tout composé de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote.

9. Si le composé renferme du soufre, sa combustion, dans les conditions ordinaires, ne fournit que des résultats mal définis : une portion du soufre formant de l'acide sulfureux, tandis qu'une autre portion, qui varie avec la durée de l'expérience, produit de l'acide sulfurique, lequel en outre s'hydrate, à un degré variable, aux dépens de l'eau fournie par la combustion de l'hydrogène.

Or, en opérant dans l'oxygène comprimé au sein de la bombe calorimétrique, et avec addition d'une quantité d'eau convenable, l'expérience prouve que les produits sulfurés se réduisent à un seul, l'acide sulfurique étendu

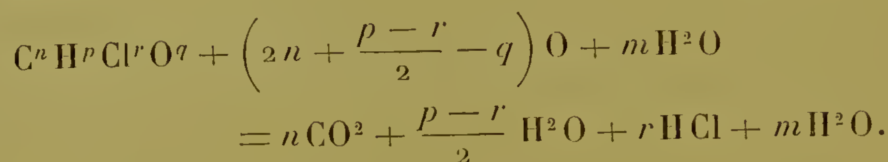


$$C^n H^p S^r O^q + \left(2n + \frac{p}{2} + 3r - q\right) O + m H^2O$$
$$= nCO^2 + \frac{p}{2} H^2O + SO^4H^2 + (m-1) H^2O.$$

La chaleur de combustion est ainsi définie d'une façon rigoureuse, ainsi que la chaleur de formation par les éléments. Mais l'évaluation de celle-ci serait sujette à de grandes incertitudes, si tout le soufre n'était pas changé en acide sulfurique étendu.

10. Les composés organiques chlorés donnent lieu également à quelques observations. Si on les brûle par l'oxygène libre, on obtient toujours du chlore libre, par suite d'un certain partage de l'hydrogène entre l'oxygène et le chlore. Cette dose de chlore libre varie avec la durée de l'expérience. En outre, l'acide chlorhydrique formé demeure en partie gazeux et s'unit en partie avec l'eau,

de façon à constituer une combinaison aqueuse, saturée de gaz et mal définie. Pour éviter ces inconvénients, on opère dans la bombe calorimétrique, en présence d'une quantité d'eau suffisante, qui renferme une certaine dose d'acide arsénieux dissous; de façon à ramener tout le chlore à l'état d'acide chlorhydrique étendu. On obtient ainsi, après les calculs convenables, la chaleur dégagée par la réaction suivante



$$C^nH^pCl^rO^q + \left(2n + \frac{p-r}{2} - q\right)O + mH^2O$$
$$= nCO^2 + \frac{p-r}{2}H^2O + rHCl + mH^2O.$$

La chaleur de combustion est définie par là d'une manière rigoureuse : ce qui permet de calculer la chaleur de formation par les éléments.

11. Si l'on brûle un composé organique renfermant un métal, deux cas peuvent se présenter. Ou bien l'oxyde du métal n'est pas susceptible de demeurer combiné à l'acide carbonique; dans ce cas le calcul ne donne lieu à aucune complication. Ou bien l'oxyde demeure uni à l'acide carbonique, comme pour le picrate de potasse, par exemple. Dans ce dernier cas, on calcule la chaleur de combustion, en admettant que l'alcali se trouve entièrement à l'état de carbonate, ou même de bicarbonate, s'il s'agit d'un sel de potasse, et s'il se forme une dose d'eau notable. Si le carbonate était en partie décomposé dans le calorimètre, il faudrait tenir compte de cette circonstance, par des analyses spéciales des produits de la réaction. De même, si la dose d'eau formée était assez grande pour les dissoudre.

§ 5. — Usage des Tableaux pour le calcul des réactions.

1. Les quantités de chaleurs dégagées par la combinaison des éléments chimiques formant les composés binaires, ternaires, etc., sont ainsi définies et, en général, déduits entièrement de données expérimentales. Cependant, dans un très petit nombre de cas, on a dû compléter celles-ci d'après les analogies : on a pris soin de désigner ces cas par un astérisque (*).

La quantité de chaleur dégagée dans une réaction quelconque peut se calculer aisément, lorsque l'on connaît la chaleur dégagée

par la formation, depuis les éléments, de chacun des corps composés qui entrent dans la réaction, soit comme matériaux, soit comme produits. Il suffit de faire la somme des chaleurs de formation des matériaux et de la comparer à la somme des chaleurs de formation des produits : la différence entre ces deux sommes représente la chaleur dégagée dans la réaction même.

2. Soit, par exemple, la combustion de la poudre noire avec excès de salpêtre :



$$10\,AzO^3K + 3S + 8C = 3\,SO^4K^2 + 2\,CO^3K^2 + 6\,CO^2 + 10\,Az.$$

Les matériaux sont ici : l'azotate de potasse, le soufre et le carbone; les produits sont : le sulfate de potasse, le carbonate de potasse, l'acide carbonique et l'azote.

Or, la formation des matériaux depuis les éléments

	Cal
Azotate, $10(Az + O^3 + K) = 10\,AzO^6K$, dégage : $+ 119,0 \times 10 =$	1190,0
Soufre	0
Carbone amorphe	0
Somme	+ 1190,0

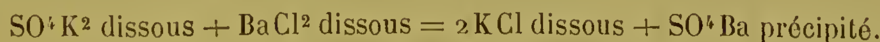
D'autre part, la formation des produits depuis les éléments

			Cal
$3(S + O^4 + K^2)$	$= 3\,SO^4K^2$	: $+ 344,2 \times 3 =$	1032,6
$2(C$ amorphe $+ O^3 + K^2)$	$= 2\,CO^3K^2$	: $+ 282,4 \times 2 =$	564,8
$6(C$ amorphe $+ O^2)$	$= 6\,CO^2$	: $+ 97,6 \times 6 =$	585,6
		Somme	+ 2183,0

$$+ 2183,0 - 1190,0 = + 993^{Cal},0.$$

Le nombre $+ 993^{Cal},0$ représente la chaleur dégagée dans la combustion de la poudre avec excès de nitre. Ce nombre se rapporte aux poids moléculaires, c'est-à-dire à 1202^{gr}. Pour 1^{gr}, ce serait $0^{Cal},8262$, ou $826^{cal},2$ ordinaires.

3. Le calcul peut être simplifié, si les matériaux et les produits sont formés au moyen des mêmes composés. Soit, par exemple, la réaction entre le sulfate de potasse dissous et le chlorure de baryum dissous, réaction qui produit du sulfate de baryte précipité et du chlorure de potassium dissous :



$$SO^4K^2 \text{ dissous} + BaCl^2 \text{ dissous} = 2\,KCl \text{ dissous} + SO^4Ba \text{ précipité}.$$

A première vue, il semble qu'il faille connaître la chaleur dégagée : d'une part, dans les combinaisons du baryum avec le

chlore, du potassium avec le chlore; et, d'autre part, dans les combinaisons respectives du soufre, de l'oxygène et du baryum, du soufre, de l'oxygène et du potassium. La connaissance de ces quatre quantités permettrait en effet le calcul; mais celles qui concernent le baryum n'ont pas encore été déterminées. Cependant on peut y suppléer avec toute rigueur, en observant qu'il suffit de connaître la différence entre les chaleurs de formation du sulfate de potasse et du chlorure de potassium, d'une part; entre celles du sulfate de baryte et du chlorure de baryum, d'autre part. Or, ces différences sont faciles à déterminer, si l'on sait la chaleur dégagée par l'union respective des acides sulfurique et chlorhydrique étendus avec la potasse et la baryte étendues :

	Cal
SO^4H^2 étendu $+$ BaO étendue $=$ SO^4Ba^2 précipité $+$ H^2O, dégage.	$+36,8$
SO^4H^2 étendu $+$ 2KOH étendue $=$ SO^4K^2 dissous $+$ H^2O, dégage..	$+31,4$
Différence	$+5,4$

2(HCl étendu $+$ KOH étendue $=$ KCl étendu $+$ H^2O)............	$+27,4$
2(HCl étendu $+$ BaO étendue $=$ BaCl étendu $+$ H^2O)...........	$+27,7$
Différence.........	$-0,3$

La chaleur dégagée par la réaction entre les corps dissous sera, en définitive,

$$+5,4-0,3=+5,1.$$

On passe de là facilement à la chaleur qui serait dégagée par la même réaction, supposée réalisée entre les corps purs et séparés de l'eau, tels que



$SO^4K^2 + BaCl^2 = SO^4Ba + 2KCl$, dégage....... $+9^{Cal},4$

4. On voit par cet exemple comment il est nécessaire et suffisant de connaître *la chaleur dégagée par la réaction réciproque de certains groupes de corps composés*, toutes les fois que la chaleur de formation de ceux-ci, à partir des éléments, n'a pas été déterminée. Tels sont les sels, formés au moyen des acides et des bases; les hydrates, formés au moyen de l'eau et des corps anhydres; les éthers, formés au moyen des acides et des carbures d'hydrogène, ou des alcools; les amides, formés au moyen des sels ammoniacaux; les corps polymères, au moyen des monomères; les aldéhydes, les acides, au moyen des carbures ou des alcools, etc.

§ 5. — Citations.

Ouvrages. — Les Ouvrages et Recueils scientifiques cités le plus fréquemment sont désignés par les abréviations suivantes :

Méc. chim. = *Essai de Mécanique chimique,* par M. Berthelot, 2 Vol. in-8°; 1879.

F. expl. = *Force des matières explosives,* par M. Berthelot, 2 Vol. in-8°, 1883.

Tr. cal. = *Traité pratique de Calorimétrie chimique,* par M. Berthelot, 1 Vol.; 1893.

Th. U. = *Thermochemische Untersuchungen,* par J. Thomsen, 4 Vol. in-8°; 1882-1886.

A. = *Annales de Chimie et de Physique.* — A. [6] XXI, 357 signifie *Annales,* 6e série, Tome XXI, page 357.

C. R. = *Comptes rendus de l'Académie des Sciences de Paris,* les Tomes indiqués en chiffres romains, les pages en chiffres arabes.

B. Soc. Ch. = *Bulletin de la Société chimique de Paris,* avec indications de série, Volume et page.

Pogg. A. }
Wied. A. } *Annalen der Physik.*

J. pr. Ch. = *Journal für praktische Chemie.*

Ber. = *Berichte* de la Société chimique de Berlin.

Z. ph. Ch. = *Zeitschrift für physikalische Chemie.*

Jahr. = *Jahresbericht* de Chimie de Liebig et successivement, jusqu'à Fittica.

Ch. Soc. = *Journal de la Société chimique de Londres.*

Auteurs. — Dans les pages qui suivent, on a désigné le nom des auteurs des expériences par leur initiales, savoir :

A. = Andrews; An. = André; B. = Berthelot; Ch. = Chroutschoff; D. = Dulong; Dt. = Ditte; Dv. = Deville; F. = Favre; Fab. = Fabre; Fo. = de Forcrand; Gh. = Graham; Gu. = Guntz; Hf. = Hautefeuille; Jo. = Joannis; K. = Kopp; L. = Louguinine; Mt. = Mitscherlich; Mar. = de Marignac; Mat. = Matignon; Og. = Ogier; P. = Person; Pt. = Petit; Pett. = Pettersen; Pf. = Pfaundler; Pick. = Pickering; R. = Regnault; Rec. = Recoura; S. = Silbermann; Sab. = Sabatier; Sar. = Sarrau; St. = Stohmann; T. = Thomsen; Tr. = Troost; Ts. = Tscheltzow; Vi. = Violle; Vie. = Vieille; Wr. = Werner.

§ 6. — Poids atomiques adoptés pour les corps simples.

NOMS.	SYMBOLE.	POIDS atomique.	VALENCE.	NOMS.	SYMBOLE.	POIDS atomique.	VALENCE.
Argent.......	Ag	107,9	1	Molybdène ...	Mo	96	2
Aluminium ...	Al	27	3	Azote........	N	14	3
Arsenic......	As	75	3	Sodium......	Na	23	1
Or..........	Au	197	1	Niobium	Nb	94	...
Bore.........	B	11	3	Nickel.......	Ni	58,8	2
Baryum......	Ba	137,1	2	Oxygène.....	O	16	2
Glucinium....	Be	9,1 / 13,6	2 / 3	Osmium......	Os	195	...
Bismuth	Bi	208	3	Phosphore....	P	31	3
Brome	Br	80	1	Plomb	Pb	206,9	2
Carbone......	C	12	4	Palladium....	Pd	106,5	2
Calcium......	Ca	40	2	Platine.......	Pt	194,9	2
Cadmium......	Cd	112	2	Rhodium.....	Rh	104	2
Cérium.......	Ce	141,5	2	Rubidium	Rub	85,4	1
Chlore	Cl	35,5	1	Ruthénium ...	Ru	104	2
Cobalt.......	Co	58,7	2	Soufre	S	32	3
Chrome	Cr	52,1	2	Antimoine....	Sb	120	2
Césium.......	Cs	133	1	Scandium	Sc	44	2
Cuivre	Cu	63,3	2	Sélénium.....	Se	79	2
Didyme......	Di	142,1	3	Silicium......	Si	28	4
Erbium	Er	166	2	Étain........	Sn	118,1	4
Fluor........	F	19	1	Strontium	Sr	87,5	2
Fer..........	Fe	56	2	Tantale	Ta	182,8	...
Gallium......	Ga	70	3	Tellure	Te	127	2
Hydrogène ...	H	1	1	Thorium	Tb	232	2
Mercure......	Hg	200	2	Titane	Ti	48,1	4
Iode.........	I	126,9	1	Thallium.....	Tl	204	1
Indium.......	In	113,7	3	Uranium.....	U	240	2
Iridium	Ir	193	2	Vanadium....	V	51,3	2
Potassium....	K	39,1	1	Tungstène....	W	184	2
Lanthane.....	La	138	3	Ytterbium....	Y	173	3
Lithium......	Li	7	1	Yttrium......	Yb	89	3
Magnésium...	Mg	24	2	Zinc.........	Zn	65	2
Manganèse ...	Mn	55	2	Zirconium....	Zr	90,5	4

§ 7. — Quelques données fondamentales employées dans les calculs, vers la température de +15°C.

	Cal
$H^2 + O = H^2O$ liquide	+69,0
H^2O gaz	+58,3
H^2O solide	+70,3
$H^2O + O +$ Eau $= H^2O^2$ dissoute	—21,7
$H + Cl = HCl$ gaz	+22,0
HCl dissous	+39,4
$H + Br$ liquide $= HBr$ gaz	+ 8,6
HBr dissous	+28,6
$H + Br$ gaz $= HBr$ gaz	+12,3

Br liquide dégageant dans une réaction : B^{Cal}; Br dissous dégagera : B — 0,55 ; Br gaz : B + 3,7 ; Br solide : B — 1,3.

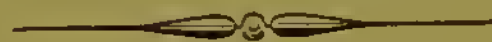
	Cal
$H + I$ solide $= HI$ gaz, absorbe	— 6,4
HI dissous	+13,2
$H + I$ gaz $= HI$ gaz	+ 0,4

I solide dégageant dans une réaction : C^{Cal}; I dissous (dans KI étendu) : C + 0,1 ; I liquide : C + 1,4 ; I gaz : C + 6,8.

	Cal
$H + F = HF$ gaz	+33,5
HF liquide	+45,7
HF dissous	+50,3
$H^2 + S$ (octaédrique) $= H^2S$ gaz	+ 4,8
H^2S dissous	+ 9,5
$H^3 + Az = AzH^3$ gaz	+12,2
AzH^3 dissoute	+21,0
AzH^3 liquide	+16,6
$Az + O^3 + H = AzO^3H$ liquide	+41,6
AzO^3H dissous	+48,8
AzO^3H solide	+42,2
AzO^3H gaz	+34,4
$Cl + O + H +$ eau $= ClOH$ dissous	+31,65
$Cl + O^3 + H +$ eau $= ClO^3H$ dissous	+22,0
$Cl + O^4 + H +$ eau $= ClO^4H$ dissous	+39,1

	Cal		Cal		Cal
S (oct.) + O^2 = SO^2 gaz	+ 69,3	liq...	+ 74,7	dissous...	+ 77,6
S (oct.) + O^3 = SO^3 gaz	+ 91,9	sol...	+103,7	dissous...	+141,0
S (oct.) + O^4 + H^2 = SO^4H^2 solide.	+193,1	liq...	+192,2	dissous...	+210,1
P + O^4 + H^3 = PO^4H^3 diss.......	+306,7				
C (diamant) + O = CO	+ 26,1				
C (diamant) + O^2 = CO^2 gaz......	+ 94,3	diss..	+ 99,9		
C (amorphe) + O^2 = CO^2 gaz......	+ 97,6				
K + O + H = KOH solide........	+104,6	diss..	+117,1		
Na + O + H = NaOH solide......	+102,7	diss..	+112,7		

	Cal
KOH + eau. Dissolution	+12,5
NaOH..................................	+ 9,8
LiOH..................................	+ 5,8
CaO.H^2O................................	+ 3,0
SrO.H^2O................................	+10,1
BaO.H^2O................................	+10,3



LIVRE I.

MÉTALLOÏDES.

PREMIÈRE DIVISION.

COMPOSÉS HYDROGÉNÉS.

CHAPITRE I.

HYDROGÈNE ET OXYGÈNE.

Première section. — HYDROGÈNE.

Poids atomique ou équivalent : H = 1. Gaz. Monovalent.

Poids moléculaire : $H^2 = 2^{gr}$.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (entre 0° et 200°) : 6,82 (R. Wie).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 4,8.

Cette valeur est applicable jusque vers 1600°.

Au-dessus de cette température, la *chaleur spécifique moyenne*, entre 0° et *t*, à volume constant, est exprimée par la formule empirique

$$4,8 + 0,0016\,(t - 1600)$$

et la *chaleur spécifique élémentaire*, à la température *t*, par

$$4,8 + 0,0032\,(t - 1600);$$

soit vers 4500° : 14,1.

Ces formules ont été vérifiées jusque vers 4500°, par des expériences relatives aux pressions développées par les mélanges gazeux explosifs; expériences exécutées d'une façon indépendante et suivant des méthodes de calcul différentes, par MM. Berthelot et Vieille, d'une part, et, d'autre part, par MM. Mallard et Le Chatelier.

Les chaleurs spécifiques à pression constante répondent aux valeurs précédentes, accrues de 2 unités.

L'azote et l'oxyde de carbone ont les mêmes chaleurs spécifiques sensiblement que l'hydrogène, à toute température. Celles de l'oxygène sont aussi les mêmes, avec un léger excès de 1,5 centième de la valeur absolue environ.

B. et V., *A.* [6] IV, 69-72; 1885.

Point d'ébullition : — 243° (Olzewski).

Deuxième section. — OXYGÈNE.

Poids atomique : O = 16. Gaz bivalent.

Poids équivalent : 8.

Poids moléculaire : $O^2 = 32$.

Chaleur spécifique moléculaire à pression constante (entre 0° et 200°) : 6,95 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire à volume constant (entre 0° et 200°) : 4,95.

Ces valeurs sont applicables jusque vers 1600°.

Au delà, la *chaleur spécifique moyenne* a la valeur suivante :

$$4,95 + 0,00162\,(t - 1600);$$

la *chaleur spécifique élémentaire :*

$$4,95 + 0,00324\,(t - 1600),$$

jusqu'à 4500°.

Point d'ébullition : —181°,4 (Dewar).

Quelques conditions des oxydations directes. — On provoque d'ordinaire les oxydations par une élévation de température. Cependant, en général, l'oxygène humide oxyde lentement et directement les métaux (à l'exception de l'or et peut-être du platine) à la température ordinaire.

L'oxygène humide agit de même sur l'acide sulfureux dissous, sur les iodures alcalins, etc. à froid; sur l'acide arsénieux à 100°.

B., *A.* [5], XXIII, 110-118.

L'oxygène sec agit beaucoup plus difficilement. Il n'oxyde les métaux qu'à une température élevée. L'inflammation des carbures d'hydrogène et de l'oxyde de carbone absolument secs est également très retardée (Dixon).

L'oxygène sec est absorbé vers 400° par l'iodure de potassium anhydre; mais il est sans action sur l'iode sec, même à 500°; sur l'acide sulfureux sec, à 100°, et sur l'acide arsénieux sec, à 100° (en quarante-huit heures).

B., *A.* [5], XII, 312-315.

Quantité de chaleur dégagée dans les oxydations indirectes. — Lorsqu'on produit une oxydation au moyen de l'oxygène combiné, la chaleur dégagée doit être diminuée (ou accrue) de la chaleur développée (ou absorbée) dans cette combinaison préalable. Employons par exemple un corps composé, tel qu'un oxyde métallique, MO, qui a déjà dégagé, par son union avec un atome d'oxygène, une quantité de chaleur Q,



$$M + O = MO \text{ dégage} \ldots\ldots\ldots\ldots \quad Q^{Cal}$$

Si l'on emploie ce composé pour oxyder un autre corps, R, la chaleur dégagée par l'union directe de l'oxygène



$$R + O = RO,$$

étant Q_1, la chaleur mise en jeu dans l'oxydation de R au moyen de l'oxyde métallique



$$R + MO = RO + M$$

sera $Q_1 - Q$.

Si Q est négatif (eau oxygénée, protoxyde d'azote, bioxyde d'azote, etc.), la dernière quantité de chaleur sera supérieure à celle que développerait une oxydation directe.

Ce calcul est très simple; il suppose qu'il ne se forme pas d'autres produits que le produit d'oxydation, RO. Autrement, il faudra tenir compte de ces autres produits.

Par exemple, lorsqu'on oxyde le carbone par l'azotate de potasse, il ne se forme pas uniquement de l'acide carbonique, de l'azote et du potassium ; mais le produit final est constitué par du carbonate de potasse



$$5C + 4AzO^3K = 2CO^3K^2 + 2Az^2 + 3CO^2.$$

Si l'on oxydait le soufre, on aurait du sulfate de potasse



$$2S + 2AzO^3K = SO^4K^2 + SO^2 + Az^2.$$

On voit que dans les cas de ce genre, on ne saurait calculer la chaleur d'oxydation d'un corps au moyen de l'azotate de potasse, en tenant compte seulement de la chaleur dégagée par l'union de l'oxygène avec l'azote et le potassium, ce qui avait été proposé autrefois.

Cette remarque s'applique particulièrement aux oxydations produites par voie humide, qui sont d'une application si générale en Chimie. On les effectue, par exemple, au moyen du chlore, des acides hypochloreux et congénères, du brome, de l'iode, de l'acide iodique, de l'acide azotique, du permanganate de potasse, de l'acide chromique ou des chromates, des sels ferriques, des sels d'or, d'argent, de mercure, de cuivre, etc.; ces divers agents étant employés dans des milieux neutres, acides ou alcalins. Tantôt l'oxygène est emprunté directement au composé, comme il arrive pour divers oxydes et acides métalliques; tantôt il y a décomposition de l'eau, comme dans la réaction du chlore, qui prend l'hydrogène, tandis que l'oxygène se fixe sur les corps oxydables :



$$2\,Cl + H^2O + R = 2\,HCl + RO.$$

Mais le calcul de la chaleur, mise en jeu dans ces conditions, ne saurait presque jamais être établi par la simple considération de l'équation théorique d'oxydation et réduit à une constante thermique, qui caractériserait chaque procédé d'oxydation; contrairement à ce que les premiers expérimentateurs avaient cru pouvoir faire. Il arrive, en effet, presque toujours, que la réaction se complique de divers phénomènes secondaires, susceptibles de dégager ou d'absorber de la chaleur. Par exemple, le chlore, en même temps qu'il détermine la fixation de l'oxygène sur les composés oxydables en décomposant l'eau, forme aussi de l'acide chlorhydrique, susceptible de se combiner avec l'oxyde formé. Enfin, et ce cas rend les calculs ordinaires inexacts, le chlore prend souvent pour son compte, et simultanément, une portion de l'oxygène et forme de l'acide hypochloreux, en proportion variable d'ailleurs suivant les circonstances.

Il n'existe donc pas de valeur constante et applicable à tous les cas, pour les fixations d'oxygène accomplies par l'intermédiaire du chlore et de l'eau. De même, les oxydations effectuées au moyen de l'acide hypochloreux, surtout en liqueurs acides, se compliquent souvent de la formation simultanée des acides chloreux, chlorique et perchlorique.

Avec les sels ferriques, il existe d'autres complications, dues aux

actions réciproques exercées entre ces sels et les acides chlorhydrique et sulfurique d'une part; ou bien, entre les sels ferriques et ferreux; ou bien encore, entre les chlorures alcalins, ou métalliques, et les sulfates, ou réciproquement : actions secondaires qui peuvent ajouter jusqu'à $+6^{Cal}$ à la chaleur d'oxydation, calculée pour chaque atome d'oxygène, d'après l'équation principale.

Avec le permanganate de potasse, à froid surtout, les oxydations, en milieux neutres ou alcalins, précipitent dans le calorimètre un oxyde manganique de composition variable. En milieux acides, on doit tenir compte des réactions exercées sur les sulfates et sur les chlorures potassique et manganeux par les acides sulfurique et chlorhydrique : réactions dont la valeur thermique varie avec les proportions relatives et avec la quantité d'eau, etc.

On trouvera sur cette question des détails circonstanciés et une discussion spéciale dans mon Mémoire, publié aux *Ann. de Chim. et de Phys.*, 5e série, t. V, p. 318; 1875.

Les mêmes observations s'appliquent aux méthodes de réduction ou de désoxydation indirecte, si souvent employées par voie humide; telles que l'emploi des sels ferreux, stanneux, de l'acide sulfureux, etc. Les actions réciproques des systèmes salins, produits dans ces réductions, donnent fréquemment lieu à des phénomènes thermiques spéciaux, qui rendent fautive l'intervention des prétendues constantes de réduction.

Ce n'est pas à dire qu'il faille exclure des mesures thermochimiques, les procédés d'oxydation ou de réduction indirecte, opérées par voie humide. Mais le calcul de ce genre d'expériences ne saurait être fait, dans la plupart des cas, d'après la simple addition des quantités de chaleur déduites des équations théoriques. La seule méthode rigoureuse consiste à opérer les transformations entre un état initial et un état final rigoureusement identiques, sans se préoccuper de la connaissance, parfois incertaine, des réactions intermédiaires, ni de la constitution chimique, réelle ou supposée, des systèmes (*voir*, par exemple, les mesures relatives à l'acide persulfurique, *Annales de Chim. et de Phys.*, 6e série, t. XXVI, p. 543; 1892).

OZONE.

État allotropique de l'oxygène.

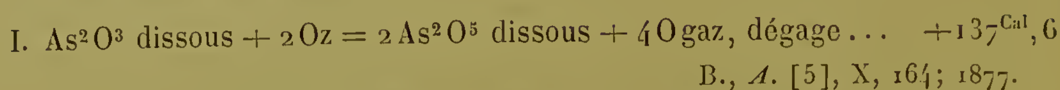
Poids moléculaire : $Oz^2 = O^3 = 48$. Gaz; une fois et demie aussi condensé que O.

Chaleur de formation :



$O^3 = Oz$ . . . . $-30^{Cal},7$

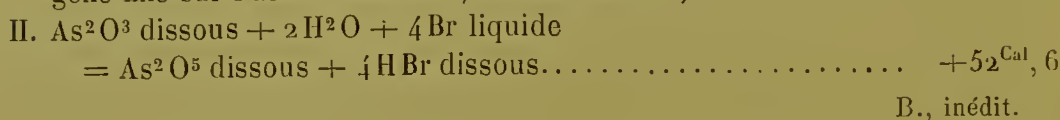
Réactions mesurées :



I. As^2O^3 dissous $+ 2Oz = 2As^2O^5$ dissous $+ 4O$ gaz, dégage . . . $+137^{Cal},6$

B., *A.* [5], X, 164; 1877.

(Le nombre indiqué dans le Mémoire, soit 34,4, se rapporte à 8^{gr} d'oxygène fixé sur l'acide arsénieux, au lieu de 32^{gr}).



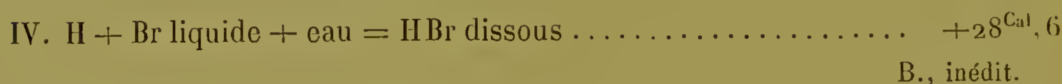
II. As^2O^3 dissous $+ 2H^2O + 4Br$ liquide
$= As^2O^5$ dissous $+ 4HBr$ dissous . . . . $+52^{Cal},6$

B., inédit.



III. $H^2 + O = H^2O$ . . . . $+69^{Cal},0$

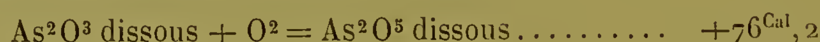
B. et Mat.



IV. $H + Br$ liquide $+$ eau $= HBr$ dissous . . . . $+28^{Cal},6$

B., inédit.

On tire des trois dernières données :



As^2O^3 dissous $+ O^2 = As^2O^5$ dissous . . . . $+76^{Cal},2$

L'excès

$$137,6 - 76,2 = +61^{Cal},4$$

répond à la transformation de deux molécules d'ozone en trois molécules d'oxygène.

On avait supposé autrefois qu'il existait deux ozones antagonistes, la formation de l'ozone ordinaire résultant du dédoublement d'un atome d'oxygène bivalent en deux atomes monovalents, lesquels se condenseraient aussitôt à l'état polymérisé, l'un constituant l'ozone, tel qu'il existe, l'autre l'antozone prétendu. En entrant en combinaison, chacun de ces deux derniers corps aurait constitué une classe spéciale de peroxydes, tels que le bioxyde de baryum et l'eau oxygénée d'une part, le bioxyde de manganèse et le bioxyde de plomb d'autre part; c'est ce que l'on a appelé les *ozonides* et les *antozonides*. Mais ce sont là de pures spéculations.

Sans doute, il existe deux groupes de peroxydes métalliques : les uns sont décomposables par les acides, par l'acide chlorhydrique notamment, avec formation d'eau oxygénée; tandis que les autres ne forment pas d'eau oxygénée et donnent, au contraire, naissance à des perchlorures, aisément dissociables en dégageant du chlore. Mais la différence entre ces deux groupes de peroxydes ne résulte pas d'une opposition entre les états de l'oxygène générateur; elle s'explique beaucoup plus simplement par des consi-

dérations purement thermochimiques, d'un ordre tout différent et susceptibles d'une démonstration directe. En effet, le bioxyde de baryum, par exemple, en agissant sur l'acide chlorhydrique, forme de l'eau oxygénée, avec dégagement de chaleur; tandis que les peroxydes de manganèse, de plomb, de fer, ne peuvent former d'eau oxygénée, sous l'influence de ce même acide chlorhydrique, parce que cette formation absorberait de la chaleur.

B., *A.* [5], XXX, 546; 1883.

Eau ou protoxyde d'hydrogène.

Poids moléculaire : $H^2O = 18^{gr}$... gaz, liquide, solide.

Poids équivalent : 9.

GAZ : *Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à pression constante* (entre 130° et 230°) : 8,65 (R.).

La même, à volume constant : 6,65.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume const., depuis $t = 2000°$ et au-dessus, entre 0° et 3500° : $16,2 + 0,0019\,(t - 2000)$.

Chaleur spécifique élémentaire, à volume constant, à une haute température t : $16,2 + 0,038\,(t - 2000)$;

Vers 4000° : 23,8.

B. et V., *A.* [6], IV, 76; 1885.

Ces dernières valeurs comprennent le travail de dissociation, lequel est faible d'ailleurs au-dessous de 3000°.

Chaleur moléculaire de vaporisation, à 100° : $9^{Cal},65$ (R.).

A 0°	10,9
A 15°	10,7
A 194°	8,5

LIQUIDE : *Chaleur spécifique moléculaire,* vers 15° : 18,0.

Moyenne entre 0° et 100° : 18,4.

Chaleur moléculaire de fusion, à 0° : $1^{Cal},43$.

DESAINS.

SOLIDE : *Chaleur spécifique moléculaire moyenne* (entre −20° et 0°) : 9,0 (R.).

Chaleur de formation à la température ordinaire. Mesure directe :


$H^2 + O = H^2O$ liquide .... $+ 69^{Cal},0$

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 553; 1893.

La chaleur de combustion de l'hydrogène a été l'objet d'un grand nombre de déterminations, depuis le temps de Lavoisier. Le chiffre

précédent, mesuré en dernier lieu, s'accorde avec la moyenne des résultats des expérimentateurs les plus exacts.

Chaleur de formation à 0° :

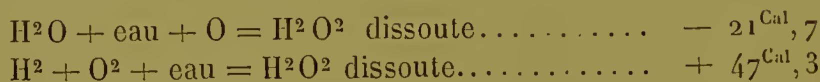
	Cal
Eau gazeuse	+ 58,1
Eau liquide	+ 69,0
Eau solide	+ 70,4
Eau gazeuse.. Vers 2000°	+ 50,6
Eau gazeuse.. Vers 4000°	+ 37,1

(Calcul d'après les chaleurs spécifiques).

Bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée.

Poids moléculaire : $H^2O^2 = 34$. . liquide.

Chaleur de formation :


H^2O + eau + $O = H^2O^2$ dissoute .... — $21^{Cal},7$
$H^2 + O^2$ + eau $= H^2O^2$ dissoute .... + $47^{Cal},3$

Réactions mesurées :

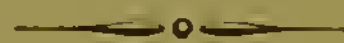
		Cal
I.	BaO^2 anhydre + $2HCl$ étendu $= BaCl^2$ étendu + H^2O^2 étendue.	+ 22,0
II.	BaO^2 anhydre + $SnCl^2$ dissous + $(4 + n)HCl$ étendu $= BaCl^2$ étendu + $2H^2O$ + $SnCl^4$ étendu + $nHCl$ étendu..	+ 110,9
III.	$SnCl^2$ dissous dans HCl étendu + Cl^2 gaz $= SnCl^2$ dissous dans HCl étendu	+ 77,0
IV.	BaO anhydre + $2HCl$ étendu $= BaCl^2$ étendu + H^2O	+ 55,6
V.	$H^2 + O = H^2O$ liquide	+ 69,0
VI.	$H + Cl$ + eau $= HCl$ étendu	+ 39,4

B., *A.* [5], VI, 210; 1875.

Les données du Mémoire sont calculées en équivalents. Toutes celles qui précèdent ont été déterminées par l'auteur.

On tire encore de ces données :


BaO anhydre + $O = BaO^2$ anhydre .... + $12^{Cal},1$



CHAPITRE II.

ÉLÉMENTS MONOVALENTS.

Première section. — CHLORE.

Poids atomique ou équivalent : Cl = 35,5... gaz. Monovalent.

Poids moléculaire : $Cl^2 = 71$.

Ce dernier poids diminue aux très hautes températures.

V. MEYER.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (entre 0° et 200°) : 8,6 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant (Idem) : 6,6.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume constant (entre 0° et 1800°) : 15,3.

B. et V., *A.* [6], IV, 73; 1885.

Point de fusion............................ — 75°
Point d'ébullition.......................... — 33°

L'existence des états allotropiques du chlore, admis par quelques auteurs, n'a pas été vérifiée jusqu'ici.

B., *A.* [5], V, 324; 1875.

L'action du chlore gazeux sur l'eau est d'ordinaire compliquée.

La *dissolution simple* (mesure directe)

Cl^2 gaz + eau = Cl^2 dissous...... + $3^{Cal},0$ sensiblement

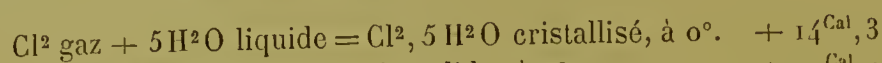
Mais une décomposition partielle de l'eau, avec formation d'acides chlorhydrique, hypochloreux, chlorique et autres oxacides du chlore, a lieu presque toujours à froid, surtout sous l'influence de la lumière, en donnant lieu à un dégagement de chaleur variable suivant les produits. Le dégagement total, dû à la superposition de plusieurs phénomènes, peut s'élever jusqu'à + $7^{Cal},54$ pour Cl^2 dissous en apparence.

B., *A.* [5], V, 322; 1875.

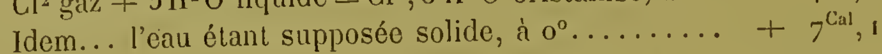
Il en résulte que l'on ne peut pas assimiler à une simple dissolution, dans les études thermochimiques, l'*eau de chlore* des labo-

ratoires : cette liqueur étant formée en réalité par un mélange de chlore réellement dissous, avec les acides précédents.

Hydrate de chlore cristallisé :



Cl^2 gaz + $5H^2O$ liquide = $Cl^2, 5H^2O$ cristallisé, à 0°. + $14^{Cal},3$



Idem... l'eau étant supposée solide, à 0°.......... + $7^{Cal},1$

LE CHATELIER, *C. R.*, XCIX, 1074; 1884.

La chaleur dégagée n'a pas été mesurée directement, mais calculée d'après la tension de dissociation.

Cl^2 condensé par le charbon pur (provenant de la braise calcinée au rouge dans un courant de Cl sec), dégage............... + $13^{Cal},6$

B. et GUNTZ, *A.* [6], VII, 141; 1886.

Ces divers résultats sont évalués pour le chlore gazeux, à la température ordinaire.

Si l'on veut faire intervenir le chlore supposé liquide, il faudra retrancher $-2^{Cal},3$ des nombres observés, pour chaque équivalent, Cl = $35^{gr},5$. S'il est supposé solide : $-4,0$. Ces nombres sont théoriques (*voir* p. 16).

Acide chlorhydrique.

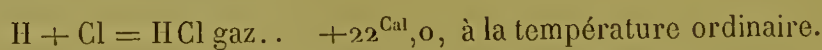
Poids moléculaire : HCl = 36,5 ... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante : 6,75 (R), (entre 0° et 200°).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 4,75.

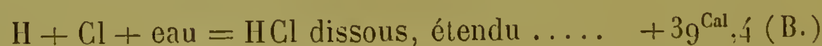
Température d'ébullition : — 35°.

Chaleur de formation :



H + Cl = HCl gaz.. $+22^{Cal},0$, à la température ordinaire.

Mesure directe. (T., *Th. U.*, II, 18). — J'ai obtenu le même chiffre.



H + Cl + eau = HCl dissous, étendu ..... $+39^{Cal},4$ (B.)

Chaleur de formation vers 2000° : $+26^{Cal},0$, calculée d'après les chaleurs spécifiques (*voir* p. 39 et 47).

Dissolution dans l'eau.

Chaleur de dissolution dans 400 à 800 H^2O, vers 18° : + $17^{Cal},43$.

B. et LOUG., *A.* [5], IV, 468, 1875; *Th. U*, II, 19.

Vers 100°, on aurait, d'après les chaleurs spécifiques : $+20^{Cal},5$.

Dilution des solutions concentrées d'acide chlorhydrique, vers 15°.

B., *A.* [5], IV, 468-477; 1875.

Composition du liquide employé.	Poids de l'acide réel dans 1kg.	Densité.	Quantité d'eau additionnelle (dissolvant).	Chaleur dégagée = Q.
	gr			Cal
Cl + 2,17 H^2O^2 (saturé à —12°)	482	»	240 H^2O^2	+5,31
+ 2,26 »	473	»	210	+5,15
+ 2,50 (saturé à zéro)	441	»	260	+4,47
+ 2,745 »	425	1,215 à 13	180	+4,39
+ 2,77 »	422	»	190	+4,35
+ 2,93 »	409	1,203 à 13	200	+3,89
+ 3,20 »	388	1,196 à 13	200	+3,77
+ 3,45 »	370	1,190 à 17	220	+3,61
+ 3,56 »	262	1,183 à 17	230	+3,17
+ 3,70 »	354	»	120	+3,13
+ 3,99 »	337	1,171 à 17	240	+2,865
+ 5,07 »	286	1,144 à 17	280	+2,29
+ 6,70 »	232	1,116 à 17	160	+1,67
+ 10,54 »	161	1,082 à 13,5	240	+1,04
+ 14,90 »	120	1,063 à 14	160	+0,69
+ 22,31 »	82	1,042 à 14,5	150	+0,42
+ 48,0 »	40,6	1,025 à 13	100	+0,18
+ 50,4 »	38,6	1,020 à 13	100	+0,175
+ 110 H^2O^2 »	18,0	»	110 H^2O^2	+0,05

Au delà de ces dilutions, les résultats ne sont plus sensibles au thermomètre.

Les chiffres de ce Tableau peuvent être exprimés par une formule très simple. HCl + $n H^2O^2$ étant le liquide employé, sa dilution dans une grande quantité d'eau, telle que 200 H^2O^2, dégage

$$Q = \frac{11,62}{n}.$$

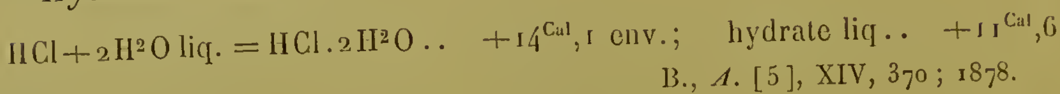
Cette formule représente une hyperbole équilatère.

Le tracé graphique ne s'écarte guère de cette courbe, jusque vers 8 à 10 H^2O^2 ; au delà, la courbe change un peu. A partir de 15 H^2O^2 surtout, la formule donne des valeurs un peu trop fortes. Traduite en langage ordinaire, elle signifie que :

La chaleur dégagée par la dilution est en raison inverse de la quantité d'eau déjà unie avec l'hydracide.

La dissolution de HCl dans $n H^2O$ dégage $17^{Cal},4 - \frac{11,62}{n}$, sensiblement (B.).

Hydrate cristallisé :



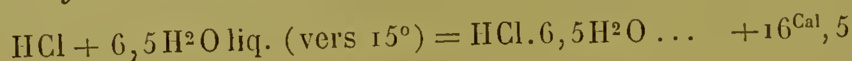
$HCl + 2H^2O$ liq. $= HCl.2H^2O$ .. $+14^{Cal},1$ env.; hydrate liq.. $+11^{Cal},6$

B., *A*. [5], XIV, 370; 1878.

Chaleur de fusion, à $-18^o,5$: $2^{Cal},47$.

Les mesures ont été faites en dissolvant cet hydrate (pris à $-18^o,5$) dans l'eau pure, comparativement avec HCl gazeux.

Autre hydrate liquide :



$HCl + 6,5H^2O$ liq. (vers 15°) $= HCl.6,5H^2O$ ... $+16^{Cal},5$

Ce composé répond à l'absence de tension sensible du gaz chlorhydrique à la température ordinaire, et à la limite de l'action de HCl sur divers corps qui sont attaqués par l'acide anhydre et cessent de l'être par l'acide étendu.

B., *Méc. chim.*, II, 149.

L'hydrate étant dissocié par une élévation de température, cette dernière limite varie, à mesure que l'on opère à une température plus élevée ; l'hydracide anhydre intervenant alors avec son énergie propre.

Chaleurs spécifiques moléculaires des dissolutions de HCl dans $n H^2O$:

$$C = 18n - 28,39 + \frac{151,3}{n} - \frac{242,1}{n^2}.$$

HAMMERL, *C. R.* LXXXIX, 902; 1879.

HCl condensé dans le charbon, dégage : + 8,2 (F. S.).

Ce nombre varie avec les espèces de charbon et la dose du gaz absorbé.

Dissolution du gaz chlorhydrique dans l'alcool, vers 12° :



$HCl + C^2H^6O$ .... $+10^{Cal},6$

$HCl + 300C^2H^6O$ .... $+17^{Cal},35$

Dissolution dans l'acide acétique pur, vers 12° :



$HCl + 5,8C^2H^4O^2$ .... $+6^{Cal},2$

$HCl + 200C^2H^4O^2$ .... $+7^{Cal},1$

Dissolution dans l'éther acétique :

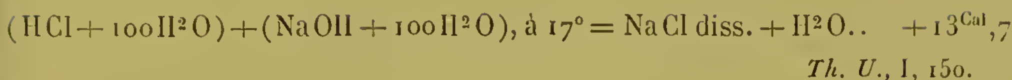


$HCl + 1,36C^2H^4(C^2H^4O^2)$ .... $+8^{Cal},8$

$HCl + 12\ C^2H^4(C^2H^4O^2)$ .... $+11^{Cal},8$

B., *A*. [5], XV, 229; 1878.

Neutralisation :



$(HCl + 100H^2O) + (NaOH + 100H^2O)$, à 17° = NaCl diss. + H^2O.. $+13^{Cal},7$

Th. U., I, 150.

Cette quantité reste sensiblement la même, en présence d'un excès d'acide ou de base.

L'acide chlorhydrique est le type des acides monobasiques forts, à fonction simple.

La chaleur de neutralisation de l'acide chlorhydrique étendu par la soude varie, avec la température, de $-0^{Cal},045$ par degré,

Soit vers 0° .... $+14^{Cal},5$
Vers 100° .... $+10^{Cal},0$

La chaleur de neutralisation des acides bromhydrique et iodhydrique, par les diverses bases qui forment avec ces acides des sels solubles, est, en général, la même que celle de l'acide chlorhydrique (sauf les oxydes de mercure, de cuivre, de cadmium et quelques autres).

Perchlorure d'hydrogène. Une liqueur contenant $HCl + 4\frac{1}{2}H^2O$ absorbe presque trois fois plus de chlore que l'eau pure (11^{gr} au lieu de 4^{gr}, vers 12°), en dégageant

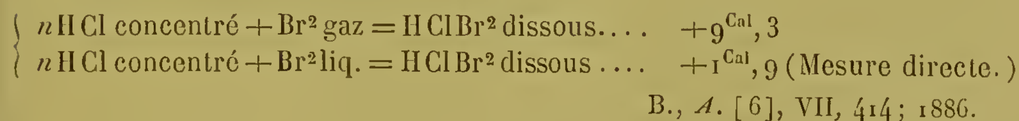


$n(HCl.4\frac{1}{2}H^2O) + Cl^2$ gaz .... $+9^{Cal},6$

au lieu de $+3^{Cal},0$ dégagées par la dissolution simple du chlore, dans l'eau pure, *sans réaction secondaire*. Mesures directes.

B., *A.* [5], XXII, 462 ; 1881.

Chlorobromure d'hydrogène :

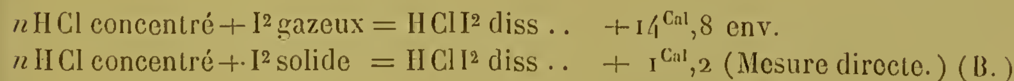


nHCl concentré + Br^2 gaz = $HClBr^2$ dissous.... $+9^{Cal},3$
nHCl concentré + Br^2liq. = $HClBr^2$ dissous .... $+1^{Cal},9$ (Mesure directe.)

B., *A.* [6], VII, 414 ; 1886.

La solubilité du brome a été trouvée 13 fois aussi grande, dans cet acide chlorhydrique concentré, que dans l'eau pure.

Chloroiodure d'hydrogène :



nHCl concentré + I^2 gazeux = $HClI^2$ diss .. $+14^{Cal},8$ env.
nHCl concentré + I^2 solide = $HClI^2$ diss .. $+1^{Cal},2$ (Mesure directe.) (B.)

La solubilité de l'iode dans un tel acide a été trouvée 40 fois aussi grande que dans l'eau pure.

Deuxième section. — BROME.

Poids atomique ou équivalent : Br = 80, liquide, monovalent.

Poids moléculaire : Br^2 = 160.

Ce poids moléculaire diminue aux très hautes températures. (V. Meyer.)

GAZ : *Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante* (83°-228°) : 8,8 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 6,8.

Chaleur moléculaire de vaporisation, à 58° : + 7^{Cal},0.

B. et OG., *A.* [5], XXX, 410.

LIQUIDE : *Chaleur spécifique moléculaire, moyenne,*

Entre — 7° et + 10° 16,96
Entre + 13° et 58° .... 18,08 (R.)

Chaleur moléculaire de fusion, à —7°,3 : 2^{Cal},600 (R.).

SOLIDE : *Chaleur spécifique moléculaire, moyenne,*

Entre — 78° et — 28° .... 13,32 (R.)

On a montré (p. 11) comment on déduit de ces nombres les valeurs relatives au brome gazeux, ou solide, dans les réactions opérées à 15°. Si l'on opère avec le brome gazeux, au lieu du brome liquide, la chaleur dégagée sera accrue de $+3^{Cal}$,7, pour chaque équivalent, ou atome : Br = 80gr. Le brome étant supposé solide, la chaleur de réaction sera, au contraire, diminuée de -1^{Cal},3.

Dissolution : Br^2 liq. dans 300 H^2O : $+1^{Cal}$,1.

Th. U., II, 25 ; B., *A.* [6], VII, 415.

La chaleur dégagée est plus forte en présence de l'acide bromhydrique dissous (*voir* plus loin).

Le brome dissous dans l'eau la décompose lentement, avec formation de perbromure d'hydrogène et d'acide bromhydrique.

B., *A.* [6], XIX, 524 ; 1890.

Le brome dissous dans une solution aqueuse de bromure de potassium,

nKBr (1 molécule de sel dans 2^{lit}) + Br^2 liq. $+1^{Cal}$,33 (B.)

Ce chiffre augmente pour les fortes concentrations. Dans une solution qui contient $n(KBr + 14H^2O)$, il s'élève à $+3^{Cal}$,53 (B.).

Dissolution : Br^2 liq. dans divers dissolvants,

$n CS^2$	$-0{,}014$
$n CCl^4$	$-0{,}52$
$n CHCl^3$	$-0{,}64$
$n C^4H^{10}$ (éther)	$-1{,}50$

Pick., *Ch. Soc.*, LIII, 865.

Le brome ne tarde pas à réagir chimiquement sur la plupart de ces dissolvants.

Acide bromhydrique.

Poids moléculaire : $HBr = 81$ ... gaz.

La *chaleur spécifique à pression constante* est *supposée* égale à 6,8 : par analogie avec HCl.

Chaleur de formation :

				Cal
H + Br gaz. = HBr gaz..	+12,3		HBr dissous..	+23,3
H + Br liquide = HBr gaz..	+ 8,6		HBr dissous..	+28,6
H + Br solide = HBr gaz..	+ 7,3		HBr dissous..	+27,3

Réactions mesurées :

A. I. Br liquide + KI dissous (1 mol. = 6^{lit})
= KBr dissous + I précipité .... $+15{,}4^{Cal}$ (B. inédit.)
II. H + I (solide) + eau = HI dissous......... +13,2 (*Voir* plus loin).
III. KOH étendue dégage la même quantité de chaleur en se combinant avec HI et HBr étendus.

B. Thomsen (*Th. U*, II, 21) a trouvé : Cl gaz + KBr diss.
= KCl dissous + Br dissous ..... +11,5;

ce qui conduit au même chiffre pour la formation de l'acide bromhydrique ; en tenant compte, bien entendu, de la chaleur de dissolution de Br dans nKBr étendu.

Dissolution :

$HBr + 760 H^2O$ .... $+20^{Cal},0$ (Mesure directe.)

B., *A.* [5], IV, 477 ; 1875.

Dilution des solutions concentrées d'acide bromhydrique.

B., *A.* [5], IV, 477-481; 1875.

Composition du liquide primitif.	Poids de l'acide réel dans 1^{kg}.	Densité.	Quantité d'eau additionnelle.	Chaleur dégagée = Q.	
	gr			Cal	
HBr + 2,045 H^2O^2	687	1,792 à 15°	225 H^2O^2	+5,75	
+ 2,061	685	»	130	+5,68	
+ 2,090	683	»	130	+5,61	
+ 2,22	669	»	225	+6,46	
+ 3,46	563	1,600 à 14	245	+3,15	
+ 7,04	390	1,365 à 14	172	+1,21	
+ 9,78	315	1,280 à 13	22,3	+0,69	
+ 9,78	»	»	40,9	+0,94	
+ 9,78	»	»	123	+1,02	
+ 22,0	171	1,131 à 14	250	+0,35	
+ 32,17	123	1,093 à 13	33,9	+0,15	+0,265
+ 65,7	64,2	1,046 à 18	67	+0,10	
+133	32,9	1,023 à 18	134	+0,015	
+267 H^2O^2	16,4	»	268 H^2O^2	+0,00	

La formule suivante

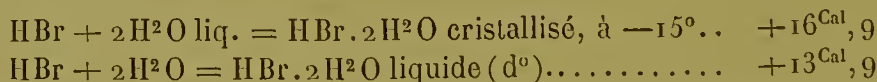
$$Q = \frac{12,06}{n} - 0,20$$

représente assez exactement les chaleurs de dilution dégagées, jusque vers $n = 40$. Au delà, et surtout depuis $n = 60$, il convient de supprimer le terme $-0,20$.

Ainsi la dissolution de HBr dans $n H^2O$ dégage sensiblement $+20^{Cal},0 - \frac{12,06}{n} + 0,20$ jusque vers $n = 40$.

Au delà de $n = 60$, on supprime le terme $+0,20$.

Hydrate cristallisé :



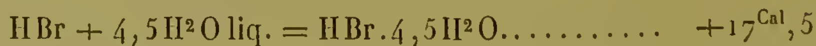
$HBr + 2H^2O$ liq. $= HBr.2H^2O$ cristallisé, à $-15°$.. $+16^{Cal},9$

$HBr + 2H^2O = HBr.2H^2O$ liquide (d°)............ $+13^{Cal},9$

L'expérience a été faite en dissolvant les produits dans l'eau pure, employée en grande quantité.

B., *A.* [5], XIV, 369; 1878. — BAKHUIS-ROOZEBOOM, *J. B. für* 1886; 188.

Autre hydrate liquide :



$HBr + 4,5H^2O$ liq. $= HBr.4,5H^2O$........... $+17^{Cal},5$

Ce composé répond à l'absence de tension sensible du gaz bromhydrique, à la température ordinaire (B.).

Dissolution dans l'alcool :



$HBr + 24C^2H^6O$ .... $+23^{Cal},1$

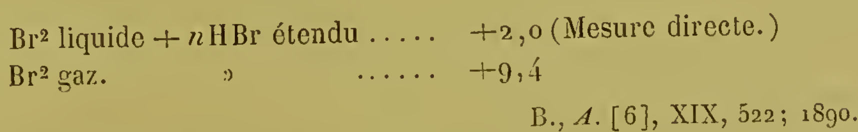
B., *A.* [5], IX, 347.

Neutralisation :



$(HBr + 100H^2O) + (NaOH + 100H^2O)$, à 17°... $+13,75$ (Th.)

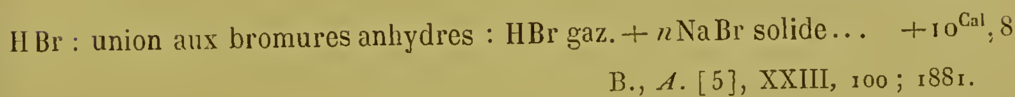
Perbromure d'hydrogène :



Br^2 liquide $+ n HBr$ étendu ..... $+2,0$ (Mesure directe.)

Br^2 gaz. » ...... $+9,4$

B., *A.* [6], XIX, 522; 1890.



HBr : union aux bromures anhydres : HBr gaz. $+ n NaBr$ solide... $+10^{Cal},8$

B., *A.* [5], XXIII, 100; 1881.

Troisième section. — IODE.

Poids atomique ou équivalent : I = 127. Monovalent. Solide, cristallisé.

Poids moléculaire : $I^2 = 254$. Ce dernier poids se réduit à moitié, au-dessus de 1500° (V. Meyer).

Chaleur spécifique moléculaire solide : 13,7 (R.).

La chaleur spécifique liquide et les chaleurs de fusion et de vaporisation, mesurées par Favre avec le calorimètre à mercure, méritent peu de confiance (*voir* p. 15).

Température de fusion : 113°,6 (R.).

Température d'ébullition : 176° environ.

Si l'on suppose que, dans une réaction opérée à 15°, on emploie l'iode *liquide*, au lieu de l'iode solide : pour chaque équivalent, $I = 127^{gr}$, la chaleur dégagée sera accrue de $+1^{Cal},4$.

Si l'on suppose l'iode *gazeux*, l'accroissement sera de $+6^{Cal},8$ (p. 15).

Dissolution de l'iode.



I^2 solide $+ n KI$ étendu .... $-0^{Cal},26$ (B.)

Dissolution de l'iode, I^2, dans divers dissolvants, employés en grande quantité :

$n\,CS^2$	$-4,8$
	Og., *C. R.* XCI, 924.
$n\,CCl^4$	$-5,8$
$n\,CHCl^3$	$-6,0$
$n\,C^2H^6O$ (Alcool)	$-1,72$
$n\,C^4H^{10}O$ (Éther)	$-1,54$
$n\,C^6H^6$ (Benzine)	$-6,1$
	Pick., *Ch. Soc.*, LIII, 865.

Acide iodhydrique.

Poids moléculaire : HI = 128 . . . gaz.

Chaleur de formation :

H + I gaz. = HI gaz	$+0^{Cal},4$	HI dissous	$+20^{Cal},0$
H + I solide = HI gaz.	$-6^{Cal},4$	HI dissous	$+13^{Cal},2$

Réactions mesurées :

(A.) *Par analyse :*

	Cal
I. $(KI + 400H^2O)$ + Cl gaz. = KCl dissous + I solide	$+26,2$
Th. U., II, 33.	
II. Chaleur de formation de HCl étendu	$+39,4$

III. On admet l'identité des chaleurs de neutralisation des deux acides par la potasse étendue : $KHO + nH^2O$.

(B.) *Par synthèse :*

	Cal	
I. I^2 sol. + SO^2 ét. + $2H^2O$ = $SO^3.H^2O$ ét. + 2HI étendu....	$+21,8$	
B., *A.* [5], XIII, 17.		
II. $H^2 + O$	$+69$	(B.)
III. SO^2 étendu + O + H^2O = SO^3,H^2O étendu.............	$+64$	(B.)
D'après ces données : H + I solide + eau = HI dissous......	$+13,3$	

ce qui concorde avec le nombre précédent.

Chaleur de dissolution :

HI gaz. + $700H^2O$ .... $+19^{Cal},57$

B. etLoug., *A.* [5], IV, 481 ; VI, 292.

Dilution des solutions concentrées d'acide iodhydrique

B., *A.* [5], IV, 481-482; 1875.

Composition du liquide primitif.	Poids de l'acide dans 1^{kg}.	Densité.	Quantité d'eau additionnelle.	Chaleur dégagée = Q.
	gr			Cal
$HI + 2,95 H^2O^2$	706	»	350 H^2O^2	+3,98
+ 3,00	700	2,031 à 14°	»	»
+ 3,25	685	1,984	180	+3,74
+ 3,67	657	1,912	180	+3,10
+ 4,35	619	1,808	107	+2,18
+ 8,02	469	1,536	140	+0,95
+ 10,18	411	1,413	24,5	+0,43
+ 10,67	400	1,400	25,4	+0,43
+ 10,67	»	»	300	+0,48
+ 19,5	266	1,256	120	+0,115
+ 35,68	151	»	70	+0,05
+ 106 H^2O^2	$64^{gr} = 1^{lit}$	»	210 H^2O^2	+0,00

La chaleur dégagée par la dilution des liqueurs concentrées d'acide iodhydrique est à peu près la même que pour les acides bromhydrique et surtout chlorhydrique : relation semblable à celle qui existe entre les chaleurs de dissolution des acides gazeux.

Il résulte de là que : *les travaux moléculaires accomplis dans les réactions de ces trois hydracides sur un même nombre d'équivalents d'eau sont les mêmes ;* par conséquent, les liqueurs correspondantes possèdent la même constitution.

La formule suivante représente assez bien les expériences :

$HI + nH^2O$, dilué en ajoutant $(700 - n)H^2O$, dégage

$$Q = \frac{11^{Cal},74}{n} - 0,50, \text{ jusqu'à } n = 20;$$

La formule $Q = \frac{19^{Cal},57}{10n}$, au delà de $n = 20$, suffit.

Hydrates :

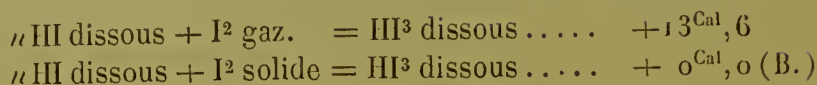
HI gaz. + $3H^2O$ liq. = $HI.3H^2O$ liquide............ $+15^{Cal},6$ (B.)
HI gaz + $4,5H^2O$ liq. = $HI.4,5H^2O$ liq............ $+17^{Cal},0$

Cette dernière concentration répond à celle d'une liqueur, où la tension du gaz iodhydrique, à 15°, est sensiblement nulle.

Neutralisation :

$(HI + 100H^2O) + (NaOH + 100)H^2O$ à 18°... $13^{Cal},7$ (Th.)

Periodure d'hydrogène :

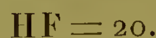


nHI dissous + I^2 gaz. = HI^3 dissous ..... $+13^{Cal},6$
nHI dissous + I^2 solide = HI^3 dissous ..... $+0^{Cal},0$ (B.)

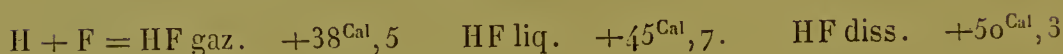
Quatrième section. — FLUOR.

Poids atomique ou équivalent : F = 19... gaz; monovalent.
Poids moléculaire : $F^2 = 38$.

Acide fluorhydrique.

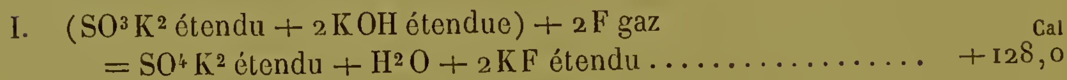


HF = 20.



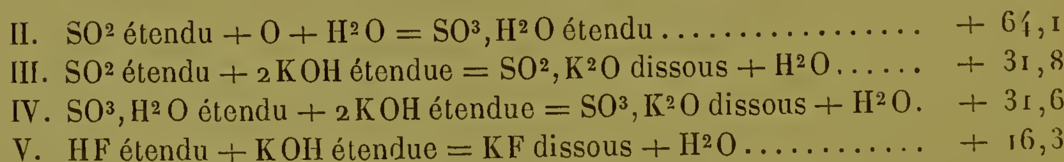
H + F = HF gaz. $+38^{Cal},5$ HF liq. $+45^{Cal},7$. HF diss. $+50^{Cal},3$

Réactions mesurées :



I. (SO^3K^2 étendu + 2KOH étendue) + 2F gaz
= SO^4K^2 étendu + H^2O + 2KF étendu .... $+128^{Cal},0$

B. et Moissan, *A.* [6], XXIII; 1891.



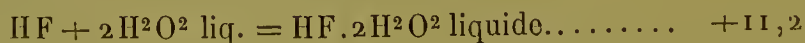
II. SO^2 étendu + O + H^2O = SO^3,H^2O étendu .... + 64,1
III. SO^2 étendu + 2KOH étendue = SO^2,K^2O dissous + H^2O...... + 31,8
IV. SO^3,H^2O étendu + 2KOH étendue = SO^3,K^2O dissous + H^2O. + 31,6
V. HF étendu + KOH étendue = KF dissous + H^2O .... + 16,3

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},2$ (Guntz).
Chaleur de dissolution :



HF gaz + eau .... $+11^{Cal},8$
HF liq. » .... + 4,60

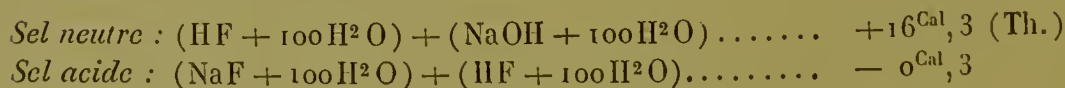
Hydrate :



HF + $2H^2O^2$ liq. = HF.$2H^2O^2$ liquide......... $+11,2$

Guntz, *A.* [6], III, 10; 1884.

La dilution au delà de ce terme dégage peu de chaleur.
Neutralisation :



Sel neutre : (HF + $100H^2O$) + (NaOH + $100H^2O$) .... $+16^{Cal},3$ (Th.)
Sel acide : (NaF + $100H^2O$) + (HF + $100H^2O$)......... $-0^{Cal},3$

Un excès de soude est sans action sensible sur le sel neutre dissous.

En principe, l'acide fluorhydrique est monobasique. Mais, en fait, il produit des sels acides : MF.HF, doués d'une certaine stabilité et qui subsistent à l'état de dissociation partielle dans les dissolutions. Sous ce rapport, cet acide est plutôt comparable à l'acide sulfurique qu'à l'acide chlorhydrique.

B. et Gu., *A.* [6], III, 355; 1884.

CHAPITRE III.

ÉLÉMENTS BIVALENTS.

Première section. — SOUFRE.

Poids atomique : S = 32 ; bivalent.

Poids équivalent : 16.

Poids moléculaire : $S^2 = 64$.

Ce poids moléculaire n'est atteint par la vapeur de soufre qu'au-dessus de 800°. Au voisinage de 500°, le poids moléculaire est triple, soit 192.

État cristallisé, dans plusieurs systèmes différents. États amorphes multiples.

Chaleur spécifique moléculaire solide : 13,0 (R.).

Température de fusion du soufre octaédrique : 113°,6 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire du soufre liquide (120°-150°) : 15,0 (P.).

Chaleur de fusion : $0^{Cal},60$ (P.).

Température d'ébullition : 448° (R.).

Le soufre échauffé change d'état moléculaire vers 160°, en devenant plus épais et plus coloré. La vapeur émise au point d'ébullition représente une molécule condensée.

On ne connaît ni la chaleur absorbée de 150° à 448°, ni la chaleur de vaporisation à 448°, ni la chaleur absorbée par le gaz, pendant la période où la molécule passe de l'état condensé à l'état normal.

Chaleur de dissolution, pour $S^2 = 64$:

$n CS^2$ sulfure de carbone	−0,94
$n CCl^4$	−1,24
$n CHCl^3$	−1,40
$n C^6H^6$	−1,38

PICKERING, *Ch. S.,* LIII, 865.

États allotropiques du soufre.

Ces états sont multiples, pour chacune des formes solide, liquide, gazeuse. Sous la *forme solide,* il existe au moins trois états cristallisés, incompatibles; un état amorphe, soluble dans CS^2, et plusieurs états amorphes, insolubles dans CS^2 et distincts par leur stabilité.

Sous la *forme liquide,* le soufre peut exister à froid : 1° à l'état simplement surfondu, solidifiable à l'état de soufre octaédrique et entièrement soluble dans CS^2; 2° à l'état huileux (soufre des hyposulfites), soluble dans le même dissolvant, mais solidifiable spontanément en fournissant une portion insoluble; 3° à l'état immédiatement insoluble dans ce dissolvant. Si l'on élève la température, le soufre fondu éprouve des changements successifs, qui l'amènent d'abord à un état correspondant à celui du soufre solide insoluble, préparable par la trempe.

Enfin, sous la *forme gazeuse,* on distingue au moins le soufre tricondensé, qui existe vers 450°, et le soufre normal, vers 800°.

Voici les données mesurées, relativement à quelques-uns de ces états :

Chaleur de transformation.

Soufre octaédrique changé en *soufre amorphe insoluble* (dans CS^2), de la variété préparée par la trempe :

Pour S^2.................... 0,0 à 18°; $<$ 0 à 112°

B., *A.* [4], XXVI, 464; 1872 (Mesures directes).

Soufre amorphe insoluble précédent, changé en *soufre amorphe soluble* (dans CS^2) : $+0^{Cal},16$. (*Idem.*)

Soufre prismatique changé en *soufre octaédrique :* $+0^{Cal},15$.

Mistcherlich, *Pogg. Ann.*, LXXXVIII, 328; 1852 (Mesures directes).

Soufre mou changé en *soufre octaédrique :* la chaleur mise en jeu varie entre des limites inconnues, suivant l'état initial du soufre. Dans un cas particulier, R. a trouvé +0,8 (Mesures directes).

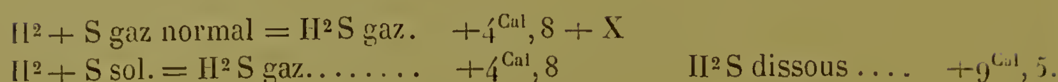
Soufre gazeux très condensé, changé en *soufre normal gazeux :* la chaleur mise en jeu est inconnue; mais elle doit être considérable, d'après les analogies des autres corps polymérisés.

Acide sulfhydrique.

$H^2S = 34$...gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne, à pression constante (entre 10° et 200°) : 8,26 (R.).

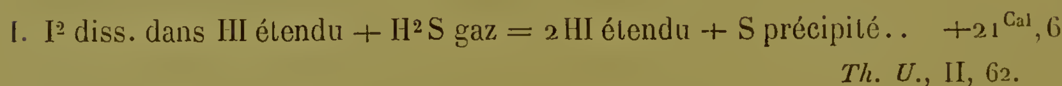
Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 6,3.
Point d'ébullition : —73° (R.).
Chaleur de formation :



H^2 + S gaz normal = H^2S gaz. +4^{Cal},8 + X
H^2 + S sol. = H^2S gaz........ +4^{Cal},8 H^2S dissous .... +9^{Cal},5.

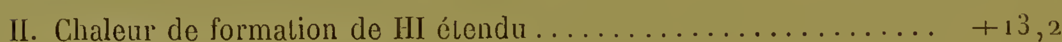
Si l'on voulait comparer cette chaleur de formation à celle de l'eau, il faudrait ajouter la quantité de chaleur nécessaire pour amener le soufre solide à l'état liquide, puis gazeux, enfin pour transformer le gaz tricondensé, obtenu à l'ébullition, en gaz monocondensé, normal et comparable à l'oxygène. Les données de ces calculs manquent.

Réaction mesurée :



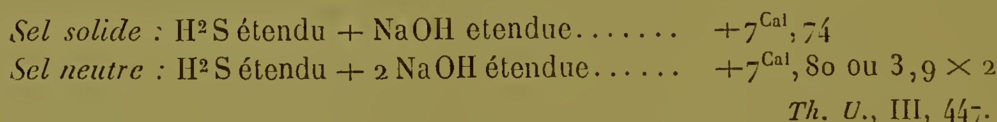
I. I^2 diss. dans HI étendu + H^2S gaz = 2HI étendu + S précipité.. +21^{Cal},6
Th. U., II, 62.

Cette réaction est peu satisfaisante, l'état final du soufre étant mal défini; car ce corps se précipite à l'état visqueux, et en partie insoluble dans CS^2.



II. Chaleur de formation de HI étendu .... +13,2

Chaleur de dissolution : H^2S dans nH^2O . . .+4^{Cal},75 (TH.). Mesure directe.
Neutralisation :

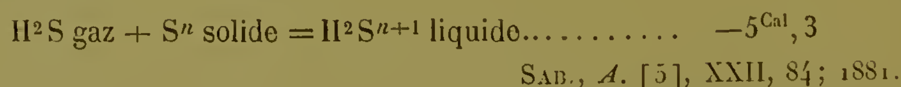


Sel solide : H^2S étendu + NaOH etendue....... +7^{Cal},74
Sel neutre : H^2S étendu + 2NaOH étendue...... +7^{Cal},80 ou 3,9 × 2
Th. U., III, 447.

L'acide sulfhydrique est bibasique. Mais ses sels monobasiques solubles, ou sulfhydrates, sont seuls stables en présence d'une grande quantité d'eau; les sels bibasiques n'existent au contraire que dans des liqueurs concentrées. Une dilution progressive les décompose en sulfhydrates et alcalis libres.

B., *A.* [4], XXIX, 507 et SAB., *A.* [5], XXII, 35.

Persulfure d'hydrogène :



H^2S gaz + S^n solide = H^2S^{n+1} liquide........... —5^{Cal},3
SAB., *A.* [5], XXII, 84; 1881.

Mesure directe de la décomposition, déterminée par le contact d'une trace de sulfure de sodium.

Deuxième section. — SÉLÉNIUM.

Poids atomique : Se = 79,0.
Poids équivalent : 39,5.
Poids moléculaire : Se^2 = 158.

Élément bivalent, se présentant sous différentes formes, solide, liquide, gazeux, et avec des états multiples pour chacune d'elles.

Chaleur spécifique moléculaire solide : 11,6 (R.). La même pour l'élément dans les états métallique et vitreux.

Température de fusion : 217°.
Température d'ébullition : 665°.

La vapeur émise au point d'ébullition représente une molécule condensée, probablement triple de la molécule normale, laquelle subsiste seule à une température beaucoup plus élevée.

États allotropiques.

Ce corps existe sous plusieurs états allotropiques différents, notamment l'état métallique brun, et l'état rouge ou vitreux, sous la forme solide, enfin les états normal et tricondensé, sous la forme gazeuse.

Chaleur de transformation :

Se amorphe, ou Se vitreux, en Se métallique... $+5^{Cal},68$

Mesure directe et mesure indirecte, d'après la réaction du brome sur les deux séléniums.

FABRE, *A.* [6], X, 479; 1887.

Le sélénium précipité par l'oxydation des séléniures, qui absorbent l'oxygène au contact de l'air, est du sélénium métallique.

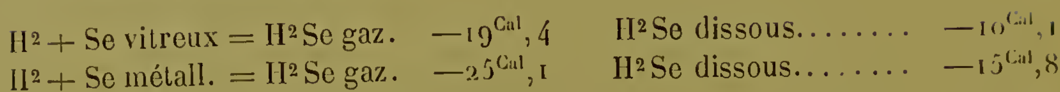
Le sélénium précipité de l'acide sélénhydrique par l'acide sélénieux est amorphe.

On ne connaît ni la chaleur de fusion, ni la chaleur de vaporisation du sélénium, condition où il se forme d'abord un gaz polymère; ni la chaleur de transformation de ce gaz polymère en gaz normal. Dans ces conditions, tout calcul où intervient le sélénium gazeux serait arbitraire.

Acide sélénhydrique.


$H^2Se = 81$... gaz.

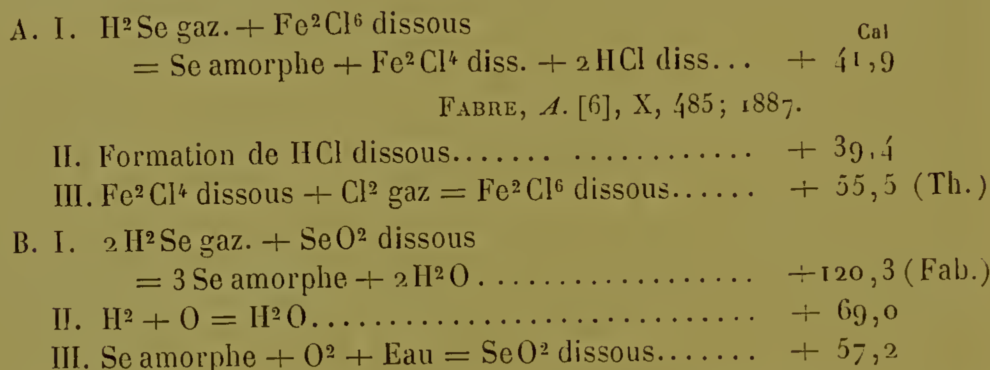
Chaleur de formation :



H^2 + Se vitreux = H^2Se gaz.	$-19^{Cal},4$	H^2Se dissous........	$-10^{Cal},1$
H^2 + Se métall. = H^2Se gaz.	$-25^{Cal},1$	H^2Se dissous........	$-15^{Cal},8$

Pour comparer cette chaleur de formation à celle de l'eau par l'oxygène, soit à 15°, soit à une haute température, il faudrait connaître la quantité de chaleur nécessaire pour ramener le sélénium vitreux ou métallique à l'état de gaz normal. Cette quantité, d'après les probabilités, paraît susceptible de rendre exothermique la formation de l'acide sélénhydrique.

Réactions mesurées :

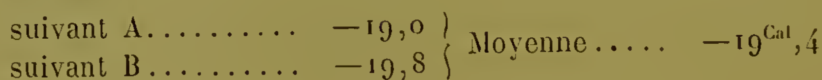


A. I. H^2Se gaz. + Fe^2Cl^6 dissous Cal
= Se amorphe + Fe^2Cl^4 diss. + 2HCl diss... + 41,9
FABRE, *A.* [6], X, 485; 1887.

II. Formation de HCl dissous....... .... + 39,4
III. Fe^2Cl^4 dissous + Cl^2 gaz = Fe^2Cl^6 dissous...... + 55,5 (Th.)

B. I. 2H^2Se gaz. + SeO^2 dissous
= 3 Se amorphe + 2H^2O .... +120,3 (Fab.)
II. $H^2 + O = H^2O$.............................. + 69,0
III. Se amorphe + O^2 + Eau = SeO^2 dissous....... + 57,2

La chaleur de formation de H^2Se, d'après ces données, serait :



suivant A.......... $-19,0$ }
suivant B.......... $-19,8$ } Moyenne..... $-19^{Cal},4$

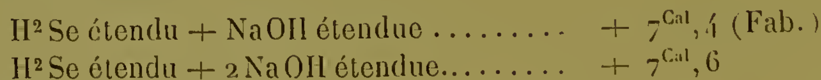
Chaleur de dissolution :



H^2Se + Eau = H^2Se dissous ...... + $9^{Cal},3$ (Fab.)

D'après les mesures comparées de la réaction de la potasse sur le gaz et sur sa dissolution aqueuse.

Neutralisation :



H^2Se étendu + NaOH étendue .... + $7^{Cal},4$ (Fab.)
H^2Se étendu + 2NaOH étendue......... + $7^{Cal},6$

Ainsi, l'acide sélénhydrique, bibasique en principe, ne forme, avec les alcalis, que des sélénhydrates monobasiques, au moins dans les solutions étendues. Les séléniures bibasiques ne sont stables qu'en liqueurs concentrées et ils sont dissociés en sélénhy-

drates et bases libres, par l'action de l'eau, aussi bien que les sulfures. En effet, cette conclusion est la même que pour l'acide sulfhydrique (p. 62).

En général, la chaleur de formation des séléniures et des sulfures solubles, au moyen des hydracides correspondants dissous, est sensiblement la même.

Troisième section. — TELLURE.

Poids atomique : Te = 127.

Poids équivalent : 63,5.

Poids moléculaire : $Te^2 = 254$. Divalent. Solide. Cet élément présente des états multiples, comme le soufre et le sélénium.

Chaleur spécifique moléculaire solide : 12,9.

Elle est sensiblement la même pour les divers états du tellure solide, à la température ordinaire.

B. et Fabre, *A.* [6], XIV, 101; 1888.

États allotropiques.

Le tellure cristallisé peut être obtenu par volatilisation dans un courant d'hydrogène. Il existe deux tellures amorphes : l'un précipité des tellurures dissous, par l'action oxydante de l'air; l'autre précipité par la réaction de l'acide sulfureux sur l'acide tellureux, ou l'acide tellurique. Enfin, on peut obtenir par fusion du tellure trempé.

Te cristallisé (sublimé), changé en Te amorphe
obtenu par l'acide sulfureux.................. $+24^{Cal},2$

Réaction mesurée. — Dissolution comparée des diverses formes du tellure dans l'eau de brome : ce qui a fourni $+42^{Cal},6$ et $+66^{Cal},8$, respectivement.

B. et Fabre, *A.* [6], XIV, 95; 1888.

Le tellure amorphe précipité des tellurures dissous par l'oxygène de l'air est bien différent du précédent; son état étant le même que celui du tellure métallique. Quant au tellure trempé, tel qu'on l'obtient par fusion, c'est un mélange variable des deux états et il ne peut servir dès lors à aucune détermination précise.

Acide tellurhydrique


$H^2Te = 129$.


H^2 gaz + Te cristallisé = H^2Te gaz............ $-34^{Cal},9$

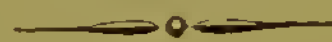
On ne possède pas les données nécessaires pour rapporter cette combinaison au tellure gazeux.

Réaction mesurée :

I	Décomposition de l'acide tellurhydrique par le perchlorure de fer	Cal
	H^2Te gaz + Fe^2Cl^6 diss. = Fe^2Cl^4 diss. + 2HCl diss. + Te crist.	+58,2
II.	H + Cl + Eau = HCl diss................................	+39,4
III.	Fe^2Cl^4 diss. + Cl^2 = Fe^2Cl^6 diss..........................	+55,5

B. et FABRE, *A.* [6], XIV, 108; 1888.

Neutralisation. — Non mesurée.



CHAPITRE IV.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS.

Première section. — AZOTE.

Poids atomique ou équivalent : Az = 14... gaz.

Poids moléculaire : $Az^2 = 28$. Trivalent (ou pentavalent).

Température d'ébullition : — 194°,4 (Olzewski).

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante, entre 0° *et* 200° : 6,83 (R. Wie).

Chaleur spécifique à volume constant : 4,8.

Au-dessus de 1600°, l'accroissement de la chaleur spécifique de l'azote est représentée par les mêmes formules que pour l'hydrogène (p. 39). Soit, à volume constant,

La *chaleur spécifique moyenne :* $4,8 + 0,0016\,(t - 1600)$;

Et la *chaleur spécifique élémentaire :* $4,8 + 0,0032\,(t - 1600)$; toutes deux jusqu'à 4500°.

Ammoniaque.

Poids atomique et moléculaire : $AzH^3 = 17$ ... gaz.

Point d'ébullition : — 38°,5 (R.).

Point de fusion : — 75°.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, à pression constante, entre 0° *et* 200° : 9,64 (R.).

Chaleur spécifique élémentaire (Wie) :

A 0°	8,52
A 100°	9,17
A 200°	9,57

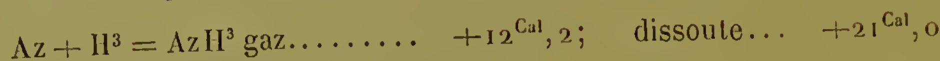
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, à volume constant : 7,6.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 15,1.

LUDEKING et STARK, *Ch. Soc.;* juin 1893 (*abstracts*).

Chaleur de vaporisation, sous une pression de $5^m,0$: $-4^{Cal},45$ (R.).

Chaleur de formation :



$Az + H^3 = AzH^3$ gaz......... $+12^{Cal},2$; dissoute... $+21^{Cal},0$

Réaction mesurée. — Combustion directe :



$AzH^3 + \frac{3}{2}O = Az + \frac{3}{2}H^2O$ .... $+91^{Cal},3$

B. *A.* [5], XX, 252; 1880.

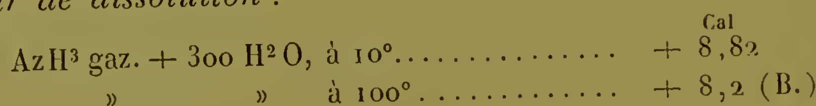
La chaleur de formation s'accroît de 0,004 par degré, jusqu'à 200°.

Chaleur spécifique moléculaire des dissolutions :



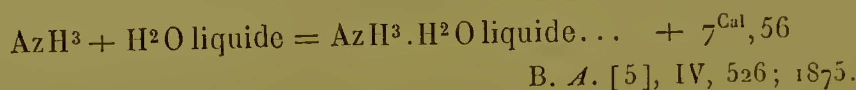
$$AzH^3.H^2O + nH^2O : 18n + 33.$$

Chaleur de dissolution :



		Cal
AzH^3 gaz. + 300 H^2O,	à 10°...............	+ 8,82
» »	à 100°.............	+ 8,2 (B.)

Hydrates.



$AzH^3 + H^2O$ liquide $= AzH^3.H^2O$ liquide... $+ 7^{Cal},56$

B. *A.* [5], IV, 526; 1875.

Dilution des solutions d'ammoniaque, jusqu'à $200H^2O^2$, *à la température de* 14° (B.).

Composition de la liqueur primitive.	Poids de AzH^3 dans 1 kil.	Densité.	Chaleur dégagée = Q.
	gr		Cal
$AzH^3 +$ 0,98 H^2O^2 (saturée à —16°)...	491	»	+ 1,285
$AzH^3 +$ 1,00 H^2O^2 » ...	485	»	+ 1,265
$AzH^3 +$ 1,07 H^2O^2 » ...	469	0,860	+ 1,17
$AzH^3 +$ 1,87 H^2O^2 » ...	305	»	+ 0,48
$AzH^3 +$ 3,00 H^2O^2 » ...	239	»	+ 0,385
$AzH^3 +$ 3,55 H^2O^2 » ...	210	»	+ 0,32
$AzH^3 +$ 5,77 H^2O^2 » ...	141	»	+ 0,21
$AzH^3 +$ 9,5 H^2O^2 » ...	49	»	+ 0,02
$AzH^3 +$ 54,2 H^2O^2 ($1^{éq} = 1^{lit}$).........	17	»	+ 0,00
$AzH^3 +$ 110,0 H^2O^2 ($1^{éq} = 2^{lit}$).........	8,5	»	+ 0,00

En général, $AzH^3 + nH^2O^2$ dégage, pour une dilution qui l'amène à $200H^2O^2$, à la température de 14°, une quantité de chaleur exprimée par la formule suivante :

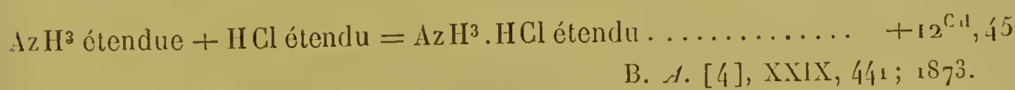
$$Q = \frac{1,27}{n}.$$

Cette formule représente une hyperbole équilatère.

Ainsi, *la chaleur dégagée par la dilution est en raison inverse de la quantité d'eau déjà unie avec l'ammoniaque.*

Mais les valeurs numériques sont environ neuf fois aussi faibles pour l'ammoniaque que pour les hydracides, ou même pour les alcalis concentrés, lorsqu'on les dissout dans une quantité d'eau équivalente.

Neutralisation :



AzH^3 étendue + HCl étendu = AzH^3.HCl étendu .... $+12^{Cal},45$

B. *A.* [4], XXIX, 441 ; 1873.

Un excès d'acide ou de base n'exerce qu'une influence insignifiante (p. 448 et 449 du Mémoire cité).

Protohydrure d'azote.

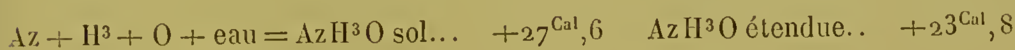


AzH.

Connu seulement à l'état d'hydrate; c'est l'Oxyammoniaque, ou Hydroxylamine.

$AzH^3O = 33$ ou bien $AzH.H^2O$. Ce corps est solide, cristallisé.

Chaleur de formation :



$Az + H^3 + O +$ eau $= AzH^3O$ sol... $+27^{Cal},6$ AzH^3O étendue.. $+23^{Cal},8$

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$AzO^3H.AzH^3O$ crist. $= Az^2 + 2H^2O$ liq. $+ O^2$ (explos.).........	+50,3
II.	AzO^3H étendu $+ AzH^3O$ étendue = sel dissous................	+ 9,2
III.	$AzO^3H.AzH^3O$ cristallisé + eau = sel dissous	— 5,90

B. et André, *A.* [6], XXI, 389; 1890.

IV.	*Dissolution* de AzH^3O solide	— 3,8

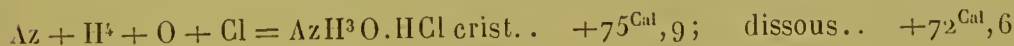
B. *A.* [6], XXVII, 303; 1892.

Chlorhydrate.



$AzH^3O.HCl$.

Chaleur de formation :



$Az + H^4 + O + Cl = AzH^3O.HCl$ crist. . $+75^{Cal},9$; dissous.. $+72^{Cal},6$

Réactions mesurées :

I.	Formation de AzH^3O étendue par les éléments..............	$+23^{Cal},8$
II.	*Neutralisation :* AzH^3O diss. + HCl diss. $= AzH^3O.HCl$ diss..	$+ 9^{Cal},2$
III.	*Dissolution :* $AzH^3O.HCl$ cristallisé, dissolution à 24°.......	$— 3^{Cal},3$

B., *A.* [5], X, 438; 1887.

Sulfate.


$2AzH^3O.SO^4H^2$.

Chaleur de formation :


$Az^2 + H^8 +$ S octaédrique $+ O^6$
$= 2AzH^3O.SO^4H^2$ cristall....... $+280^{Cal},1$; dissous... $+279^{Cal},1$

Réactions mesurées :

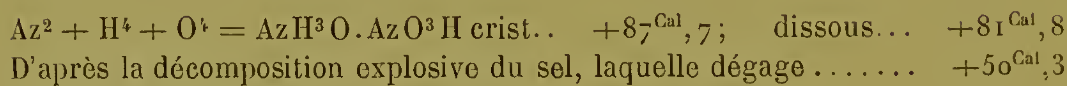
I. Formation de AzH^3O étendu par les éléments. $+23,8$
II. *Neutralisation :* $2AzH^3O$ diss. $+ SO^4H^2$ diss.
= sel diss., à 12°,5........................ $+21,6$ ou $+10^{Cal},8\times 2$
III. *Dissolution :* $SO^4H^2.2AzH^3O$ crist. + eau,
à 12° = sel diss........................... $-1,00$

B. *A.* [5], X, 438; 1877.

Azotate.


AzH^3O, AzO^3H.

Chaleur de formation (B.) :


$Az^2 + H^4 + O^4 = AzH^3O.AzO^3H$ crist.. $+87^{Cal},7$; dissous... $+81^{Cal},8$
D'après la décomposition explosive du sel, laquelle dégage....... $+50^{Cal},3$


Neutralisation : $+9^{Cal},2$.


Dissolution : $-5^{Cal},9$.

L'ammoniaque et l'oxyammoniaque dissoutes, et surtout leurs sels, sont formés depuis les éléments avec des dégagements totaux de chaleur très voisins.

Bihydrure d'azote ou Hydrazine.


$(AzH^2)^2 = Az^2H^4$ ou $AzH.AzH^3$.

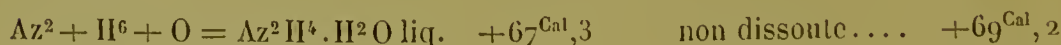
Poids moléculaire : $Az^2H^4 = 32$... base diacide.

Le corps anhydre n'a pas été étudié au point de vue thermochimique.

Chaleur de formation :


$Az^2 + H^4 +$ eau $= Az^2H^4$ dissoute............................ $+1^{Cal},7$

Hydrate :


$Az^2 + H^6 + O = Az^2H^4.H^2O$ liq. $+67^{Cal},3$ non dissoute.... $+69^{Cal},2$

Réactions mesurées :

Combustion du sulfate cristallisé :

		Cal
I.	$SO^4H^2.Az^2H^4$ crist. + O^2 + eau	
	= SO^4H^2 étendu + Az^2 + $2H^2O$	+119,9
II.	$SO^4H^2.Az^2H^4$ dissous + BaO dissoute	
	= SO^4Ba précipité + Az^2H^4 dissoute + H^2O	+ 25,7

d'où résulte

	SO^4H^2 diss. + Az^2H^4 diss., à 10°,9	+ 11,1
III.	Dissolution de $SO^4H^2.Az^2H^4$, à 10°,6	— 8,7

d'où résulte

SO^4H^2 solide + Az^2H^4 diss. = $SO^4H^2.Az^2H^4$ cristallisé ...... + 36,8

B. et MAT. *A.* [6], XXVII, 289 et surtout XXVIII, 138; 1893.

IV. Dissolution $Az^2H^4.H^2O$ + eau ...... + 1,92

BACH, *Z. ph. Ch.*, IX, 141.

Formation du sulfate d'hydrazine.

S(octaédrique) + O^4 + H^6 + Az^2 = $SO^4H^2.Az^2H^4$ crist	$+228^{Cal},1$
dissous	$+219^{Cal},4$

B et MAT.

Neutralisation : $+11^{Cal},1$.

Dissolution : —8,7.

Formation des chlorhydrates.

$Az^2 + H^5 + Cl$ = $Az^2H^4.HCl$ crist.	$+88^{Cal},0$;	dissous ..... $+93^{Cal},4$
$Az^2 + H^6 + Cl^2$ = $Az^2H^4.2HCl$ crist.	$+93^{Cal},7$;	dissous ..... $+87^{Cal},5$

Neutralisation :

$2HCl$ dissous + Az^2H^4 dissous = $Az^2H^4.2HCl$ dissous .... $+10^{Cal},4$

B. et MAT.

HCl dissous + Az^2H^4 dissous = $Az^2H^4.HCl$ dissous, même valeur.

Ce qui signifie que le bichlorhydrate n'existe pas en dissolution étendue.

BACH.

Dissolution :

$Az^2H^4.2HCl$ crist. + eau	— 6,20
$Az^2H^4.$ HCl + eau	— 5,44

BACH.

Azotates.

Neutralisation : formation des deux sels dissous.............. $+10^{Cal},4$

Ce qui signifie que le biazotate n'existe pas en dissolution étendue.

BACH.

Acide azothydrique.

Az^3H ou $AzH.Az^2$.

$Az^3H = 43$, connu seulement à l'état dissous.

Chaleur de formation :

$3Az + H + eau = Az^3H$ dissous.............................. $-55^{Cal},2$

Réactions mesurées :

I. $Az^3H.AzH^3$ crist. $+ O^2 = 2Az^2 + 2H^2O$ liq................. $+157^{Cal},0$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 138, 1893, et XXVII, 289.

II. Az^3H étendu $+ AzH^3$ étendue $= Az^3H.AzH^3$ dissous......... $+8,2$

III. $Az^3H.AzH^3$ solide + eau = sel dissous, vers 12°............ $-7,1$

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 297; 1892.

Azothydrate d'ammoniaque.

$Az^4H^4 = 60$.

Chaleur de formation :

$Az^4 + H^4 = Az^4H^4$ crist........ $-19^{Cal},0$; dissous........ $-26^{Cal},1$

Neutralisation :

Az^3H dissous $+ AzH^3$ dissoute $= Az^4H^4$ dissoute.. $+8^{Cal},2$

Dissolution : à 12°............................ $-7^{Cal},1$

Triazoture barytique.

$Az^6Ba = 221$.

Neutralisation :

$2Az^3H$ dissous $+ BaO$ dissoute $= Az^6Ba$ dis. $+ H^2O$. $+20^{Cal},0$ ou $+10,0\times2$

Dissolution : à 20°............................ $-7^{Cal},8$

B. et MAT., *A.* [7], II, 144; 1894.

Triazoture mercureux.

$Az^6Hg = 284$.

Chaleur de formation : $Az^6 + Hg = Az^6Hg$.................... $-144^{Cal},6$

Az^6Hg solide décomposé en Az^6 gaz $+ Hg^2$ liquide.............. $+144^{Cal},6$

B. et V., *A.* [7], II, 351.

Deuxième section. — PHOSPHORE.

Poids atomique : $P = 31$. Trivalent, ou pentavalent. États solides multiples.

Poids moléculaire théorique : $P^2 = 62$.

Poids moléculaire trouvé : $P^4 = 124$. Ce poids diminue aux très hautes températures. Vers 1700°, il est réduit au voisinage de P^3. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique moléculaire (pour P^2) *solide :* 11,65 (R).

Phosphore rouge : 11,00 (R.)

Chaleur spécifique moléculaire liquide (entre 50° et 100°) : 12,6 (P.).

Chaleur de fusion, pour P^2 : $0^{Cal},312$ (P).

Température de fusion : 44°,2.

Température d'ébullition : 287°.

La chaleur de vaporisation du phosphore n'a pas été mesurée. Elle se rapporterait à un poids moléculaire égal à 124.

En raison de cette double circonstance, les calculs thermochimiques rapportés au poids atomique du phosphore gazeux, P, sont impossibles.

Dissolution :

P^2 dans $n CS^2$ (en grand excès) .... $-0^{Cal},92$ (Og.)

États allotropiques. — Il existe plusieurs états allotropiques du phosphore : phosphore blanc, phosphore rouge amorphe, phosphore rouge métallique et autres états insolubles dans CS^2; ces états sont formés au moyen du phosphore blanc avec des dégagements de chaleur très inégaux. Ils réclament à cet égard des études nouvelles.

Tr. et Hf., *C. R.*, LXXVIII, 748; 1874.

Hydrogène phosphoré.

Poids moléculaire : $PH^3 = 34$... gaz.

P (blanc) + H^3 = PH^3 .... $+4^{Cal},9$

Réactions mesurées :

I. $2PH^3$ gaz + $8Br^2$ liquide + $5H^2O$ + eau
= P^2O^5 dissous + $16HBr$ dissous, dégage .... $+509^{Cal},2$

Og., *A.* [5], XX, 15; 1880.

		Cal
II.	$H^2 + O$	+ 69,0
III.	$P^2 + O^5 +$ eau = P^2O^5 ordinaire, dissous	+406,5
IV.	$H + Br$ liq. + eau = HBr dissous	+ 28,6

Les modifications, apportées dans le présent Ouvrage à ces trois valeurs, ont été introduites dans un calcul qui déduisait la chaleur de formation de PH^3 d'après l'expérience I : ce qui en a modifié fortement la grandeur numérique. Une remarque analogue doit être signalée pour les hydrures d'arsenic, de silicium, etc. On voit par là combien il est essentiel de donner les valeurs expérimentales elles-mêmes, toutes les fois que la chaleur de combinaison n'a pas été mesurée directement.

Combinaison de l'hydrogène phosphoré avec les hydracides :

$PH^3 + HBr = PH^4Br$ solide	$+23^{Cal},0$
$PH^3 + HI = PH^4I$ solide	$+24^{Cal},2$

Mesures directes (Og.).

D'où résulte :

P blanc + H^4 + I gaz	$+28^{Cal},1$
P blanc + H^4 + Br gaz	$+40^{Cal},3$

Protohydrure phosphoreux.

$P^2 + H = P^2H$ solide .... $+8^{Cal},9$

Réactions mesurées :

I. $P^2H + 11Br + 5H^2O +$ eau = P^2O^5 diss. + $11HBr$ diss...... $+367^{Cal},2$

OGIER.

II, III, IV comme ci-dessus.

La chaleur de formation de l'*hydrure liquide*, P^2H^4, n'a pas encore été mesurée.

Troisième section. — ARSENIC.

Poids atomique : As = 75. Trivalent ou pentavalent.

Poids moléculaire théorique : $As^2 = 150$.

Poids moléculaire observé vers le rouge : $As^4 = 300$. Vers 1700° ce poids redevient normal, c'est-à-dire voisin de 150. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique moléculaire solide (pour As^2) : 12,15 (R.).

États allotropiques : États solides multiples.

As amorphe changé en As cristallisé .... $+1^{Cal},0$ env.

B. et ENGEL, *A.* [6], XXI, 287; 1890.

D'après Petersen, il existerait un arsenic jaunâtre, amorphe, qui dégagerait avec Br, en présence de l'eau, $4^{Cal},8$ de plus que l'arsenic cristallisé.

Z. ph. Ch., VIII, 601.

Hydrogène arsénié.

$AsH^3 = 78$ ... gaz.

Chaleur de formation :

As cristallisé + H^3 = AsH^3 .... $-44^{Cal},2$

Réactions mesurées :

I. $2AsH^3 + 16Br$ liquide + $5H^2O$ + eau
= As^2O^5 dissous + $16HBr$ dissous, dégage .... $+425^{Cal},8$

OG., *A.* [5], XX, 18; 1880.

II. $2As + 10Br$ liquide + $5H^2O$ + eau
= As^2O^5 dissous + $10HBr$ dissous......................... $+166^{Cal},2$

B. et ENGEL.

III. H + Br liquide + eau = HBr dissous .... $+28^{Cal},6$

Quatrième section. — ANTIMOINE.

Poids atomique : Sb = 122. Trivalent et pentavalent.

Poids moléculaire théorique : $Sb^2 = 244$. Le poids réel est plus élevé aux températures voisines du point d'ébullition ; mais il diminue avec la température. Vers 1700°, l'excès n'est plus que d'un sixième. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique solide (D. et P.) :

A 0°............. 12,0 A 300°........... 14,7

Hydrogène antimonié.

$SbH^3 = 125$...gaz.

Chaleur de formation :

Sb + H^3 = SbH^3 .... $-86^{Cal},8$

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 65; 1889.

Réactions mesurées :

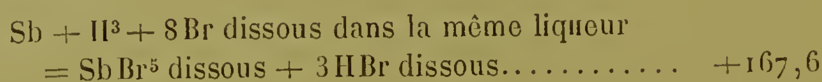
I. SbH^3 gaz + 8Br (dissous dans nKBr étendu, en présence de mHCl, etc.) = $SbBr^5$ dissous + 3HBr dissous............. $+254^{Cal},4$

II. Sb + Br^3 liquide = $SbBr^3$ cristallisé (en tenant compte de la valeur +28,6 adopté pour HBr)........................ + 62,2

III. Sb Br^3 crist. + Br^2 dissous dans nKBr, étendu en présence de mHCl .... $+27^{Cal},5$

IV. Br liquide diss. dans la solution de nKBr employée ci-dessus... $+ 1^{Cal},33$

D'où résulte



Sb + H^3 + 8Br dissous dans la même liqueur
= SbBr^5 dissous + 3HBr dissous .... +167,6

(Ce nombre est inférieur de 5,4 au chiffre donné dans le Mémoire cité, à cause d'une rectification de calcul, due à l'intervention de 6HBr dans les réactions, la chaleur de formation de ce dernier corps ayant été évaluée à $0,9 \times 6 = 5^{Cal},4$ trop haut).

Bismuth.

Poids atomique : Bi = 208. Trivalent ou pentavalent.

Poids moléculaire théorique : $Bi^2 = 416$. Le poids observé est inférieur. A 1640°, il tend à se rapprocher de Bi = 208. (*V.* Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique moléculaire solide : 12,8 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide (280°-300°) : 15,1 (P.).

Température de fusion : 267°.

Chaleur de fusion moléculaire : $5^{Cal},26$ (P.).

On ne connaît pas d'hydrure; mais il existe des radicaux organiques correspondants.

Bore.

Poids atomique : B = 11. Trivalent.

Poids moléculaire : $B^2 = 22$.

Chaleur spécifique moléculaire du bore amorphe (0°-100°) : 6,7 (Moissan).

Etats allotropiques multiples.

Hydrures. — Il existe un hydrure de bore gazeux, dont la chaleur de formation n'a pas été mesurée.



CHAPITRE V.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — SILICIUM.

Poids atomique : Si = 28. Tétravalent.
Poids moléculaire théorique : $Si^2 = 56$.
Chaleur spécifique moléculaire : Si^2 *cristallisé :*

Vers —40°.. 7,7
Vers 22°.. 9,5
Vers 232°.. 11,3

WEBER, *A.* [5], VII, 143; 1876.

Chaleur spécifique moléculaire : Si^2 *amorphe* (Kopp) :

Vers 36°.. 12,0

États allotropiques. — Le silicium existe sous des états isomériques multiples, mais difficiles à obtenir purs.

Si amorphe changé en Si cristallisé, dégage ..... $+6^{Cal},9$

Réaction mesurée. — Attaque comparative des deux siliciums par l'acide nitrofluorhydrique.

TR. et HF., *A.* [5], IX, 76; 1876.

(Les mesures exécutées dans le calorimètre à mercure par ces auteurs et évaluées d'après une unité trop forte ont été diminuées ici des $\frac{3}{20}$, valeur approximative que j'ai admise, d'après la comparaison de cette unité avec des valeurs bien connues).

Hydrogène silicé.

$SiH^4 = 32$ ... gaz.

Formation :

Si cristallisé + H^4 = SiH^4 gaz.................. $-6^{Cal},7$

Réactions mesurées :

I. $SiH^4 + O^2 = SiO^2$ solide $+ 2H^2O$ liquide .... $+324^{Cal},3$
Og., *A.* [5], XX, 25 ; 1880.

II. $H^2 + O = H^2O$ .... $+69^{Cal},0$

III. On admet la valeur approximative :

Si crist. $+ O^2 = SiO^2$ .... $+179^{Cal},6$ (*voir* plus loin).

Deuxième section. — ÉTAIN.

Poids atomique : Sn = 118,1. Tétravalent.
Poids moléculaire : $Sn^2 = 236,2$.
Chaleur spécifique moléculaire solide, temp. ordinaire : 13,2 (R.).
Chaleur spécifique moléculaire liquide (250°-350°) : 15,0 (P.).
Point de fusion : 233°.
Chaleur de fusion moléculaire : $3^{Cal},36$.
On ne connaît pas d'hydrure; mais il existe des radicaux organiques correspondants.

Titane.

Poids atomique, 48,1.
Poids moléculaire, 96,1.
États allotropiques. Multiples.

Troisième section. — CARBONE.

Poids atomique : C = 12. Tétravalent.
Poids moléculaire : $C^2 = 24$.
Point d'ébullition : 3600° environ (Violle).
Chaleur spécifique moléculaire élémentaire. — Elle varie suivant les états allotropiques.

Diamant :	à —50°	1,52
»	à +10°	2,71
»	à 200°	6,85
»	à 800°	10,78
Graphite :	à —50°	2,73
»	à +10°	3,85
»	à +200°	7,12

Carbone amorphe.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne :

0°-100°	4,60
0°-225°	5,66

WEBER, *Jahresb. für* 1874, p. 64.

Les valeurs suivantes reposent sur des déterminations plus récentes.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne :

Graphite : 0° à 250°	$3,84 + 0,0154\, t$.
» 250° à 1000°	$7,08 + 0,00492\, t$.

EUCHÈNE et BIJU-DUVAL, cités par Le Chatelier, *C. R.*, CXVI, 1051 ; 1893.

Voici maintenant les mesures de Violle (*C. R.*, CXX, 868 ; 1895) :

Au-dessus de 1000° et jusqu'à 3600°, *chaleur spécifique moléculaire moyenne*	$8,42 + 0,00144\, t$.
Chaleur spécifique élémentaire : à 1000°	11,3
» à 2000°	14,2
» à 3600°	18,8

États allotropiques du carbone.

Chaleur de transformation :

	Cal
C amorphe changé en C diamant	+3,34
C graphite en C diamant	+0,50
C amorphe en C graphite	+2,84

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 80 ; 1889.

Le carbone actuel doit être regardé comme un élément polymérisé (*A.* [4], IX, 475 ; 1866). La transformation du poids 12^{gr} en carbone gazeux (1 atome) absorberait une quantité de chaleur supérieure à $+34^{Cal}$ (B., 1865) et même à $+42^{Cal},1$.

B., *A.* [7], IV, 157 ; 1895.

Hydrures de carbone fondamentaux.

QUADRIHYDRURE DE CARBONE (FORMÈNE OU MÉTHANE) : $CH^4 = 16$... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne, à pression constante (100°-200°) : 9,5 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 7,5.

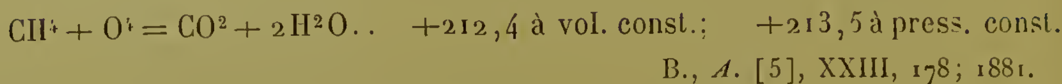
Température d'ébullition : —164° (Olzewski).

Chaleur de formation :



C (diamant) $+ H^4 = CH^4$ .... $+18^{Cal},9$

Réaction mesurée :



$CH^4 + O^4 = CO^2 + 2H^2O$.. $+212,4$ à vol. const.; $+213,5$ à press. const.

B., *A.* [5], XXIII, 178; 1881.

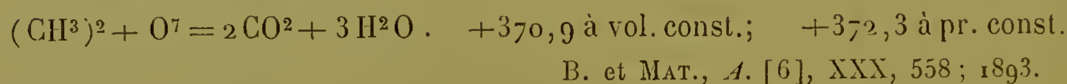
TRIHYDRURE DE CARBONE (MÉTHYLE OU ÉTHANE) : $(CH^3)^2$ ou $C^2H^6 = 30$; gaz.

Chaleur de formation :



$2C$ (diamant) $+ 2H^3 = (CH^3)^2$... $+23^{Cal},3$; ou $+11,65 \times 2$.

Réaction mesurée :



$(CH^3)^2 + O^7 = 2CO^2 + 3H^2O$. $+370,9$ à vol. const.; $+372,3$ à pr. const.

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 558; 1893.

BIHYDRURE DE CARBONE (ÉTHYLÈNE) : $(CH^2)^2$ ou $C^2H^4 = 28$... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (Wic) :

A 0°	9,42
A 100°	11,8
A 200°	14,0

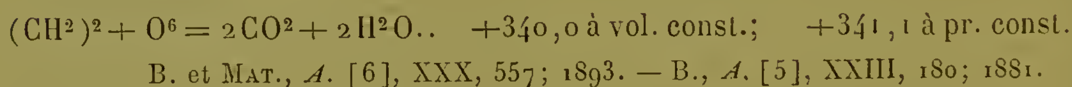
Température d'ébullition : $-103°$.

Chaleur de formation :



$2C$ (diamant) $+ 2H^2 = 2(CH^2)$.... $-14^{Cal},6$; ou $-7,3 \times 2$.

Réaction mesurée :



$(CH^2)^2 + O^6 = 2CO^2 + 2H^2O$.. $+340,0$ à vol. const.; $+341,1$ à pr. const.

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 557; 1893. — B., *A.* [5], XXIII, 180; 1881.

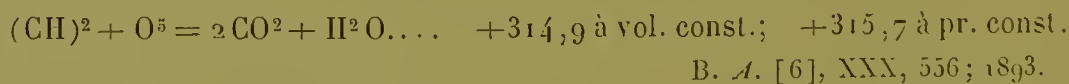
PROTOHYDRURE DE CARBONE (ACÉTYLÈNE) : $(CH)^2$ ou $C^2H^2 = 26$; gaz.

Chaleur de formation :



$2C$ (diamant) $+ 2H = (CH)^2$..... $-58^{Cal},1$ ou $-29,05 \times 2$.

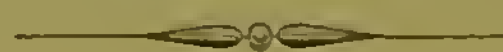
Réaction mesurée :



$(CH)^2 + O^5 = 2CO^2 + H^2O$.... $+314,9$ à vol. const.; $+315,7$ à pr. const.

B. *A.* [6], XXX, 556; 1893.

Pour les polymères de l'acétylène, tels que la benzine C^6H^6, le styrolène C^8H^8, etc., voir la CHIMIE ORGANIQUE.



DEUXIÈME DIVISION.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS.

CHAPITRE I.

ÉLÉMENTS MONOVALENTS ET OXYGÈNE.

Première section. — OXYDES DU CHLORE.

1. Acide hypochloreux.

Acide normal : $ClOH = 52,5$. Connu seulement à l'état dissous, état dans lequel il est en réalité dissocié en anhydride et eau.

Anhydride : $Cl^2O = 87$... gaz.

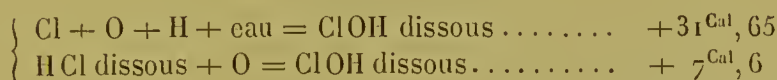
Chaleurs de formation :

Anhydride.


$Cl^2 + O = Cl^2O$ gaz .... $-15^{Cal},1$

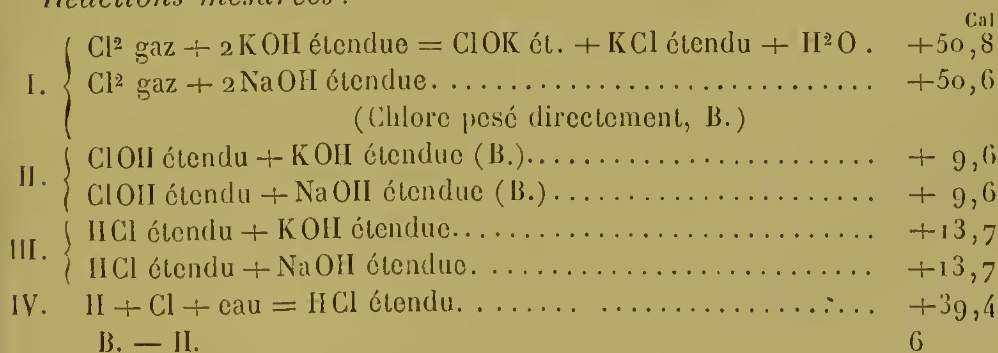

$Cl^2 + O +$ eau $= Cl^2O$ dissous. $-5^{Cal},7$ 2 ClOH dissous... $-2,85 \times 2$

Acide normal.


{ $Cl + O + H +$ eau $= ClOH$ dissous .... $+31^{Cal},65$
{ HCl dissous $+ O = ClOH$ dissous .... $+7^{Cal},6$

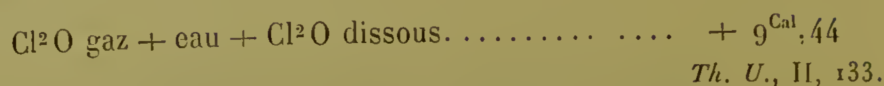
B., *A.* [5], V, 335; 1875.

Réactions mesurées :



		Cal
I.	Cl^2 gaz $+ 2KOH$ étendue $= ClOK$ ét. $+ KCl$ étendu $+ H^2O$.	$+50,8$
	Cl^2 gaz $+ 2NaOH$ étendue	$+50,6$
	(Chlore pesé directement, B.)	
II.	ClOH étendu + KOH étendue (B.)	$+9,6$
	ClOH étendu + NaOH étendue (B.)	$+9,6$
III.	HCl étendu + KOH étendue	$+13,7$
	HCl étendu + NaOH étendue	$+13,7$
IV.	$H + Cl +$ eau $=$ HCl étendu	$+39,4$

Dissolution :


Cl^2O gaz + eau + Cl^2O dissous.......... .... + $9^{Cal},44$
Th. U., II, 133.

Neutralisation :


ClOH étendu + KOH étendue................ + $9^{Cal},6$ (B.)

Observons que ce nombre se rapporte à une liqueur qui renferme de l'anhydride; il représente donc la somme de deux réactions distinctes.

L'acide hypochloreux est monobasique. Sa chaleur de neutralisation n'est pas influencée sensiblement par un excès de base. C'est un acide faible, dont les sels sont en partie dissociés par l'eau.

Les solutions d'hypochlorites sont donc le siège d'une double dissociation, celle du sel en base et acide et celle de l'acide en acide hydraté normal et anhydride. Par conséquent, ces solutions contiennent à la fois un sel neutre, une base libre, un acide normal et un anhydride. Ces remarques s'appliquent à tous les cas analogues.

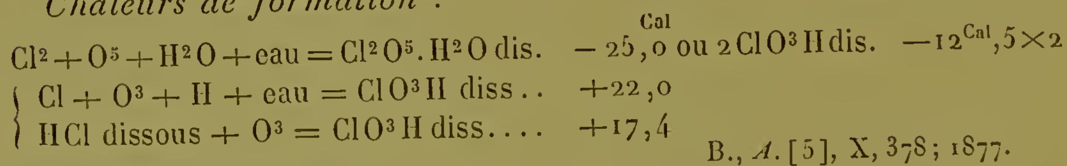
En outre, les hypochlorites dissous sont peu stables; la chaleur et même le temps les changent en un mélange de chlorures, de chlorites et de chlorates, souvent avec dégagement d'oxygène libre.

2. Acides chloreux, Cl^2O^3, et hypochlorique, Cl^2O^4 ou ClO^2.

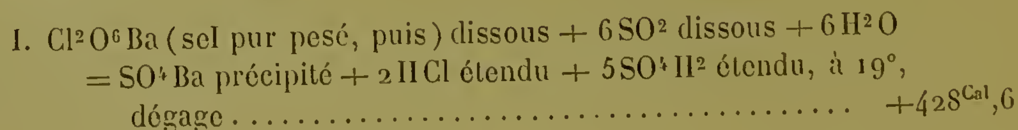
Les données thermiques précises relatives à ces deux acides manquent; on sait seulement que les anhydrides gazeux sont des composés endothermiques et explosifs.

3. Acide chlorique.

Anhydride : Cl^2O^5, non isolé.
Acide normal : $ClO^3H = 84,5$... liquide.
Chaleurs de formation :


$Cl^2 + O^5 + H^2O$ + eau = $Cl^2O^5.H^2O$ dis. $-25^{Cal},0$ ou $2ClO^3H$ dis. $-12^{Cal},5\times 2$
Cl + O^3 + H + eau = ClO^3H diss.. +22,0
HCl dissous + O^3 = ClO^3H diss.... +17,4
B., *A.* [5], X, 378; 1877.

Réactions mesurées :


I. Cl^2O^6Ba (sel pur pesé, puis) dissous + $6SO^2$ dissous + $6H^2O$
= SO^4Ba précipité + 2HCl étendu + $5SO^4H^2$ étendu, à 19°,
dégage................................ $+428^{Cal},6$

	Cal
II. SO^4H^2 étendu + Cl^2O^6Ba étendu, à 19° = $SO^4Ba^2 + 2ClO^3H$ étendu	+ 9,2
III. SO^2 dissous + Cl^2 gaz + $2H^2O$ = SO^4H^2 diss. + 2HCl diss.	+ 73,4
IV. H + Cl + eau = HCl étendu	+ 39,0
V. $H^2 + O = H^2O$ liquide	+ 69,9

d'où résulte, par le calcul,

SO^2 dissous + O gaz + H^2O = SO^4H^2 dissous .... + 64,1

Neutralisation :

ClO^3H étendu + NaOH étendue .... + 13,7

Th. U., I, 241.

L'influence d'un excès d'acide, ou de base, est négligeable.

L'acide chlorique étendu est un acide monobasique : acide fort, comparable aux acides chlorhydrique et azotique et dégageant, avec les mêmes bases, les mêmes quantités de chaleur, lorsque le sel produit est soluble. Les chlorates alcalins sont stables en présence de l'eau.

L'acide bromique étendu donne les mêmes chaleurs de neutralisation, en formant des sels solubles et stables.

L'acide iodique donne des valeurs un peu plus fortes (*voir* p. 87) et il manifeste quelque tendance à former des sels acides et des sels basiques ; ce qui le rapprocherait de l'acide phosphorique.

4. Acide perchlorique.

Anhydride : $Cl^2O^7 = 183$. Ce corps n'a été qu'entrevu.

Acide normal : $ClO^4H = 100,5$... liquide.

Chaleurs de formation :

	Cal		
$Cl^2 + O^7 + H^2O$ + eau = $Cl^2O^7 . H^2O$ dis.	+ 9,2 ou $2ClO^4H$ dis.		+ 4,6 × 2
$Cl^2 + O^7 + H^2O = 2ClO^4H$ pur	− 31,4 ou − 15,7 × 2		
$Cl + O^4 + H = ClO^4H$ liquide, pur	+ 18,8 ;	dissous	+ 39,1
HCl gaz + O^4 = ClO^4H pur	+ 3,2		
HCl dissous + O^4 = ClO^4H dissous	+ 0,35		

B., *A.* [5], XXVII, 214 ; 1882.

Réactions mesurées :

I. Combustion des picrates de potasse et d'ammoniaque : d'une part par l'oxygène pur, d'autre part par ClO^4K. La différence des résultats fournit, sans autre détermination, la valeur

ClO^4K solide = KCl solide + O^4 .... − $7^{Cal},5$

B. et Vie, *A.* [5], XXVII, 226 ; 1882

		Cal	
II.	ClO^4K dissous dans l'eau (B.)...........	$-12,1$	
	KCl dissous dans l'eau....................	$-4,4$	

d'où l'on tire

	ClO^4K dissous = KCl dissous + O^4	$+0,2$	
III.	ClO^4H étendu + KOH étendue (B.).....	$+14,25$	De même $NaOH$.
	HCl étendu + KOH étendue...........	$+13,7$	
IV.	ClO^4H liq. + eau (B.)..................	$+20,3$	

Neutralisation :

ClO^4H dissous + $NaOH$ dissoute.............. $+14,25$

L'acide perchlorique est monobasique et fort. L'influence d'un excès de base, ou d'acide, sur les sels neutres dissous, est négligeable. L'acide perchlorique étendu et les perchlorates dissous sont très stables, non seulement vis-à-vis de l'eau, mais vis-à-vis de tous les réactifs. Les sels alcalins, notamment, résistent à froid à tous les agents réducteurs connus.

Chaleurs de dissolution :

B. *A.* [5], XXVII, 222; 1882.

ClO^4H pur, liquide + eau, dégage............. $+20^{Cal},3$

Cette chaleur de dissolution surpasse celle de tous les acides normaux connus. Sa grandeur explique l'opposition qui existe entre la grande stabilité de l'acide perchlorique étendu et l'instabilité de l'acide pur.

Hydrates :

	Cal
ClO^4H, H^2O cristallisé + eau...........	$+7,72$
id. liquide + eau.............	$+11,7$

d'où

ClO^4H liq. + H^2O liq. = $ClO^4H.H^2O$ cr.. $+12,6$; liquide..... $+8,6$

On a encore :

$ClO^4H.2H^2O$ liq., dissolution dans une grande quantité d'eau............... $+5,3$

d'où

ClO^4H liquide + $2H^2O$ liquide = $ClO^4H.2H^2O$ liquide............ $+15,0$

On trouvera également les chaleurs de dilution et les chaleurs spécifiques moléculaires des dissolutions dans le Mémoire cité.

Deuxième section. — OXYDES DU BROME.

1. Acide hypobromeux.

Anhydride : Br^2O ... inconnu à l'état isolé.
Acide normal ; $BrOH = 97$.
Chaleurs de formation :

	Cal		
{ Br^2 liq. + O + eau = Br^2O diss..	−10,8	ou 2 BrOH diss.	−5,4 × 2
{ Br^2 gaz.........................	− 3,4		
{ Br liq. + O + H + eau = BrOH diss.	+29,1		
{ Br gaz.........................	+32,8		

B., *A.* [5], XIII, 19; 1878.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	{ Br^2 (pesé liq.) + 2NaOH étendue, à 9°, = BrONa dissous + NaBr dissous + H^2O..................	+12,0
	{ Br^2 (pesé liq.) + 2 KOH étendue, à 11° = BrOK dissous + KBr dissous + H^2O..................	+11,9
II.	On admet par analogie que BrOH étendu + KOH étendue dégage.	+ 9,6*
III.	$H^2 + O = H^2O$..	+69,0
IV.	HBr étendu + KOH étendue = KBr dissous + H^2O..........	+13,7

(Le calcul a été fait depuis le système initial suivant : Br^2 liquide, H^2, O, 2 KOH étendue, ou 2 NaOH étendue).

2. Acide bromique.

Anhydride : Br^2O^5 ... inconnu.
Acide normal : $BrO^3H = 129$ ... liquide.
Chaleur de formation :

	Cal	
{ Br^2 liquide + O^5 + H^2O + eau = $Br^2O^5.H^2O$ diss..	−44,0	
ou 2 BrO^3H dissous............................		−22,0×2
Br^2 gaz......................................	−36,0	
ou 2 BrO^3H dissous............................		−18,3×2
{ Br liq. + O^3 + H + eau = BrO^3H dissous.........	+12,5	
{ Br gaz..	+16,2	
HBr étendu + O^3 = BrO^3H étendu..................	−16,1	
{ KBr étendu + O^3 = BrO^3K étendu................	même valeur	
{ Les deux sels supposés solides..................	−11,7	

B., même Mémoire.

Réactions mesurées :

I. BrO^3K diss., en présence de HCl en grand excès $+3SO^2$ étendu
$= KBr$ dissous $+ 3(SO^3.H^2O)$ étendu .... $+208^{Cal},4$

II. KOH étendue dégage la même quantité de chaleur en présence de HBr étendu et de BrO^3H étendu. On admet en outre que cette quantité demeure sensiblement la même, malgré la présence de l'acide sulfurique : ce qui a été démontré vrai en fait pour les chlorures, pourvu qu'il y ait un grand excès de HCl. Dès lors le nombre précédent devient applicable à

BrO^3H étendu $+ 3SO^2$ étendu $=$ HBr étendu $+ 3SO^4H^2$ étendu.

III. $BrO^3K +$ eau, à 11°, dissolution.......................... $-9,85$
IV. $KBr +$ eau.. $-5,4$

B., *A.* [5], XIII, 19; 1878.

Neutralisation :

BrO^3H étendu $+$ KOH étendue................. $+13,78$

(*Th. U.*, I, 242).

Cet acide est monobasique, et comparable à l'acide chlorique.

Troisième section. — OXYDES de L'IODE.

1. Acide hypoiodeux.

IOH = 144.

Anhydride : I^2O, inconnu.
Acide normal : IOH = 144 . . . non isolé.
D'après les données observées, la réaction

I^2 solide $+ O + H^2O +$ eau $= I^2O, H^2O$ diss., ou 2IOH diss., absorberait une quantité de chaleur supérieure, en valeur absolue, à.... $-9^{Cal},0$

B., *A.* [5], XIII, 24; 1878.

2. Acide iodique.

Anhydride : $I^2O^5 = 334$ . . . cristallisé.
Acide normal : $IO^3H = 176$ . . . cristallisé.
Chaleurs de formation :

	Cal		
I^2 crist. $+ O^5 = I^2O^5$ crist..............	$+48,0$		
I^2 gaz $+ O^5 = I^2O^5$ crist................	$+61,6$		
I^2 sol. $+ O^5 + H^2O +$ eau $= I^2O^5.H^2O$ diss.	$+46,4$	ou $2IO^3H$..........	$+23,2\times$
I^2 gaz $+ O^5 + H^2O +$ eau $= I^2O^5.H^2O$ diss.	$+60,0$	ou $2IO^3H$...........	$+30,0\times$

	Cal		
I sol. + O^3 + H + eau = IO^3H dissous..	+57,7	ou IO^3H dissous.....	+60,4
I gaz..............................	+64,5	ou IO^3H crist........	+67,2
O^5 crist. + H^2O sol. = $2IO^3H$ crist.....	+ 2,18		
I dissous + O^3 = IO^3H dissous.........	+44,5		
I dissous + O^3 = IO^3K dissous.........	+45,0	Les deux sels solides.	+45,7

B., *A.* [5], XIII, 24; 1878.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	6 I crist. + 6 KOH étendue, à 15° = 5 KI diss. + IO^3K diss..	— 0,6
II.	IO^3H étendu + KOH étendue à 13° = IO^3K dissous + H^2O..	+14,3
III.	HI étendu + KOH étendue = KI dissous + H^2O...........	+13,7
IV.	H^2 + O = H^2O..................................	+69,0
V.	H + I solide + eau = HI étendu..........................	+13,2
VI.	IO^3H cristallisé + eau, à 12°, dissolution.................	— 2,67
VII.	I^2O^5 cristallisé + eau, à 12°, dissolution..................	— 1,62
VIII.	IO^3K cristallisé + eau, à 12°, dissolution.................	— 6,05

Combinaison définie d'anhydride et d'hydrate :

$(IO^3H)^2$, I^2O^5 + eau : dissolution.......................... $-5^{Cal},72$

d'où

$(IO^3H)^2$ solide + I^2O^5 solide = $(IO^3H)^2$, I^2O^5 solide, dégage..... $+1^{Cal},24$

B., *A.* [5], XII, 314; 1877; XIII, 24; 1878.

Neutralisation :

IO^3H étendu + KOH étendue, à 13° = IO^3K dissous + H^2O.......	+14,30
» 2 KOH étendue................................	+14,52
» 4 KOH étendue................................	+14,86
IO^3K étendu + IO^3H étendu................................	+ 0,2

L'acide iodique se comporte comme un acide monobasique, doué d'une tendance sensible à former des sels basiques, qui rappelle les phosphates.

B., Mémoires précédents.

Il forme aussi des sels acides cristallisés.

3. Acide periodique.

Acide normal : IO^4H = 192.

Anhydride : $I^2 + O^7 = I^2O^7$ = 366 ... Cet acide existe; mais il n'a guère été étudié.

Chaleurs de formation :

	Cal		
{ I^2 sol. + O^7 + H^2O + eau = $I^2O^7.H^2O$ dis.	+38,0	2 IO^4H diss.	+19,0×2
{ I^2 gaz	+51,6	»	+25,3×2
{ I + O^4 + H + eau = IO^4H dissous	+53,5		
{ I gaz	+60,3		
HI dissous + O^4 = IO^4H dissous	+40,3		

Th. U., II, 165.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	IO^4H diss. + 4 $SnCl^2$ diss. + 8 HCl diss. + excès HCl diss. = HI dissous + 4 $SnCl^4$ dissous + 4 H^2O	+228,5
II.	H^2 + O = H^2O	+ 69,0
III.	$SnCl^2$ dissous dans HCl + Cl^2 gaz	+ 77,0 (B.)
IV.	H + I solide + eau = HI dissous	+ 13,2
V.	H + Cl + eau = HCl dissous	+ 39,4

Dissolution de l'hydrate :

$IO^4H.2H^2O$ cristallisé + eau .... —1,38 (Th.)

Neutralisation :

IO^4H dissous + KOH dissoute	+ 5,15		
» $\frac{3}{2}$ KOH	+16,52	ou	11,0 ×$1\frac{1}{2}$
» 2 KOH	+26,6	ou	13,3 ×2
» $2\frac{1}{2}$ KOH	+28,2	ou	11,24×$2\frac{1}{2}$
» 3 KOH	+29,7	ou	9,9 ×3
» 5 KOH	+32,0	ou	6,4 ×5

Th. U., I, 246.

Ces résultats sont singuliers et anormaux. On pourrait conclure du troisième nombre que l'acide est bibasique, avec tendance à former des sels plus basiques, contenant jusqu'à 5 atomes d'un métal monovalent. On connaît aussi des sels acides.

CHAPITRE II.

ÉLÉMENTS BIVALENTS ET OXYGÈNE.

Première section. — OXYDES DU SOUFRE.

1. Acide sulfureux.

Anhydride : $SO^2 = 64$.

Acide normal : SO^3H^2 est inconnu, l'anhydride se dissolvant dans l'eau sans former d'hydrate stable, ou tout au plus un hydrate en partie dissocié.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (0°-200°) : 9,86 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 7,9.

Température d'ébullition : — 10°.

Chaleur de vaporisation à t : $5^{Cal},88 - 0,0246\,t$, jusqu'à 40°.

MATHIAS, *A.* [6], XXI, 115; 1890.

Chaleur spécifique moléculaire liquide :

°	
— 20	+ 19,8
+ 20	+ 20,9
+100	+ 26,9
+150	+ 54,1
+155,5	+191,0

MATHIAS, *C. R.*, CXIX, 406; 1894.

Température de fusion : —78°,9.

Chaleur de formation :

	Cal
S octaédrique) + $O^2 = SO^2$ gaz	+69,26
» » dissous	+77,6
» » liquide	+74,7

B., *A.* [5], XXII, 428; 1881.

Mesure directe. — Les nombres obtenus par les différents auteurs, dans la combustion du soufre par l'oxygène, ont varié de +83 (Dulong, Hesse) à +73,8 et +71,1 (Andrews, Favre, Silber-

mann, Thomsen). J'ai montré que ces variations sont dues à une formation plus ou moins notable d'acide sulfurique. Ce dernier se condense à l'état d'hydrate, pour peu que l'oxygène soit insuffisamment desséché. Si les gaz sont parfaitement secs, l'anhydride sulfurique demeure en totalité, ou en partie, sous la forme gazeuse, mélangé avec l'acide sulfureux, en raison de la tension de vapeur de l'anhydride. En effet, cette tension est considérable à la température ordinaire, ainsi que je l'ai constaté.

Le soufre insoluble, obtenu par refroidissement brusque et débarrassé de tout mélange de soufre mou, fournit, en se changeant en acide sulfureux, exactement le même chiffre que le soufre octaédrique.

Le soufre prismatique donnera, par chaque atome de soufre, S, un excès de $0^{Cal},075$ (*voir* p. 61).

Les différences plus considérables, signalées par divers auteurs entre la chaleur de combustion des différentes variétés de soufre, résultent soit de la présence du soufre mou, soit des erreurs d'expériences : en effet, la chaleur de transformation de ces variétés les unes dans les autres a été mesurée *directement* (p. 61).

Chaleur de dissolution :

SO^2 gaz + eau, formant une solution étendue, à 12°	$+8^{Cal},34$
» formant une solution concentrée (84^{gr} au litre)...	$+7^{Cal},70$

B., *A.* [6], I, 73, 1884.

Les dissolutions aqueuses d'acide sulfureux s'altèrent rapidement sous l'influence de la lumière, en produisant des acides thioniques. En outre, au contact de l'air, elles absorbent peu à peu l'oxygène, en formant de l'acide sulfurique. Cette absorption devient plus rapide si l'on augmente la pression ou la température (*voir* aussi p. 41).

Neutralisation :

Potasse.

SO^2 dissous *récemment* dans $275H^2O$	
+ (KOH dans $110H^2O$), vers 13°	$+16^{Cal},6$
+ 2(KOH dans $110H^2O$)	$+31^{Cal},8$ ou $+15^{Cal},9\times 2$
Le sel neutre : SO^3K^2 étendu + KOH étendue..	$+0^{Cal},66$

B., *A.* [6], I, 74; 1884.

D'après ces chiffres, le bisulfite de potasse dissous, récemment préparé, dégage avec un nouvel équivalent de KOH étendue : $+15^{Cal},2$.

Mais si l'on porte la liqueur à 100°, ou bien si on la conserve pendant longtemps, avant de la traiter par la potasse étendue, KOH, on obtient seulement $+12^{Cal},9$; le bisulfite initial, SO^3KH, contenu dans les liqueurs, s'y étant changé en métasulfite (autrement dit pyrosulfite) $S^2O^5K^2$:



$$2SO^3KH = S^2O^5K^2 + H^2O,$$

au sein même des dissolutions, et cela en dégageant $+2^{Cal},6$. Ce fait résulte des mesures thermiques comparatives, réalisées dans l'étude de l'action de la potasse étendue, KOH, sur l'acide sulfureux et sur le bisulfite dissous.

Soude.

	Cal	
SO^2 récemment diss. + NaOH étendue, vers 10°	+16,6	
SO^2 dissous + 2NaOH étendue, vers 10°......	+30,5	ou $+15^{Cal},25 \times 2$
Le deuxième équivalent de NaOH dégage donc.		+13,9
L'addition d'un excès de NaOH étendue au sel neutre.............................. ..	+ 0,64	

Le bisulfite de soude proprement dit ne paraît pas exister à la température ordinaire; les liqueurs contenant tout d'abord du métasulfite de soude.

De même, le métasulfite d'ammoniaque.

Fo., *A*. [6], III, 242; 1884.

L'acide sulfureux est un acide bibasique, à fonction anormale, comparable aux acides-aldéhydes, sous certains rapports.

Il convient de remarquer que sa chaleur de neutralisation représente la somme de deux effets, la combinaison avec les bases ayant lieu depuis l'anhydride dissous, et non depuis l'acide normal hypothétique, SO^3H^2. Elle n'est donc pas comparable à la neutralisation de l'acide azotique, AzO^3H, ou de l'acide sulfurique normal, SO^4H^2.

2. Acide sulfurique.

Anhydride : $SO^3 = 80$; cristallisé.

Acide normal : $SO^3.H^2O$ ou $SO^4H^2 = 98$; cristallisé et liquide. Bibasique.

Chaleurs de formation :

Anhydride.

	Cal
S octaédrique + O^3 = SO^3 gazeux..............	+ 91,9
» SO^3 solide...............	+103,7
» SO^3 dissous............	+141,0
SO^2 gaz + O = SO^3 gaz.........................	+ 22,6
» SO^3 solide.....................	+ 34,4

	Cal
$S + O^3 + H^2O$ liquide $= SO^4H^2$ solide........	+124,1
» SO^4H^2 liquide	+123,2
» SO^4H^2 dissous.......	+141,1
$S + O^3 + H^2O$ solide $= SO^4H^2$ solide	+122,7

Acide normal.

$S + O^4 + H^2 = SO^4H^2$ solide	+193,1
» SO^4H^2 liquide	+192,2
» SO^4H^2 dissous.................	+210,1
SO^2 dissous $+ O + H^2O = SO^4H^2$ dissous	+ 64,1
SO^2 gaz..................................	+ 71,8
SO^3 solide $+ H^2O$ liquide $= SO^4H^2$ liquide.....	+ 19,4
SO^3 solide $+ H^2O$ solide $= SO^4H^2$ solide	+ 19,0

Second hydrate.

SO^4H^2 solide $+ H^2O$ solide $= SO^4H^2.H^2O$ solide.	+ 7,4
Tous corps liquides.........................	+ 6,1

Acide hémihydraté.

SO^3 solide $+ SO^4H^2$ liquide $= S^2O^7H^2$ liquide....	+ 0,9

Réactions mesurées :

		Cal
I.	SO^2 dissous $+ Cl^2$ gaz $+ H^2O = SO^3$ dissous $+ 2HCl$ dissous..	+73,9
	Th. U., II, 253.	
II.	$H + Cl +$ eau $= HCl$ dissous	+39,4
III.	$H^2 + O = H^2O$..	+69,0
IV.	SO^3 gaz changé en SO^3 solide (*chaleur de vaporisation*, à 18°)..	+11,8
	B., *A.* [5], XXII, 431; 1881.	
V.	SO^3 solide + eau, *dissolution*	+37,3
	B., *A.* [4], XXX, 442; 1873.	
	SO^3 gaz + eau, *dissolution*............................	+49,1
VI.	SO^4H^2 liquide $+ 400H^2O$..............................	+17,9
	Th.; Pf.; 1875.	
VII.	$S^2O^7H^2$ + eau....................................	+54,3
	Th. U., III, 195.	

Chaleur de fusion :

SO^4H^2 solide.............................. $-0^{Cal},86$

B., *A.* [5], IV, 106; 1875.

Mesurée en dissolvant dans l'eau l'acide cristallisé et l'acide liquide, à la même température et en mêmes quantités relatives.

Chaleur spécifique moléculaire liquide (17°-77°) : 33,8 (Pf.).

Second hydrate : $SO^4H^2.H^2O$.

Chaleur de fusion :

$SO^4H^2.H^2O$ .... $-3^{Cal},68$

B., *A.* [5], IV, 155; 1875.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 52 (Pf.).

Chaleur de dissolution et de dilution :

$SO^4H^2 + 1600H^2O$ .... $+17^{Cal},9$ (T.)

À 100° .... $+19^{Cal},6$

$$SO^4H + nH^2O \text{ dilué dans } (1600 - n)H^2O : \frac{17,9n}{n + 1,80}, \text{ à } 18°.$$

Th. U., III, 8.

Chaleur spécifique moléculaire (vers 18°) :

SO^4H^2 liquide	32,5
$SO^4H^2 + nH^2O$	$32,5 + 15,2n$ (de $n = 0$ à $n = 5$)
»	$16,9 + 18,3n$ (depuis $n = 5$)

B., *Méc. chim.*, I, 496.

Calculée d'après les mesures de Marignac, Thomsen et Pfaundler.

Neutralisation :

$(SO^4H^2 + 200H^2O) + 2(NaOH + 100H^2O)$, vers 18° $+31,4$ ou $+15,7 \times 2$

$(SO^4H^2 + 200H^2O) + (NaOH + 100H^2O)$.......... $+14,75$

Un excès de NaOH étendue est sans action sensible.

SO^4H^2 étendu ($200H^2O$), agissant sur SO^4Na^2 étendu ($400H^2O$)... $-1,87$

Th. U., I, 164.

Le dernier chiffre résulte de la formation d'un bisulfate, plus ou moins dissocié suivant les proportions relatives d'eau, d'acide et de sel neutre. Par exemple, en opérant avec le sulfate de potasse dissous et l'acide sulfurique dissous, mélangés à poids moléculaires égaux, la chaleur absorbée varie de $-2,5$ (pour $110H^2O$) à $-1,6$ (pour $1100H^2O$).

En présence de $55H^2O$ pour chaque molécule des composants, elle varie de $-2,5$, nombre observé à molécules égales, jusqu'à $-3,9$, nombre observé avec les rapports $10SO^4H^2 + SO^4K^2$.

En présence des mêmes proportions d'eau, elle varie de $-2,5$, observé pour molécules égales, jusqu'à $-4,4$, pour les rapports



$$10SO^4K^2 + SO^4H^2.$$

La formation du bisulfate étant regardée comme aussi complète que possible, en présence d'un grand excès, soit d'acide, soit de sel neutre, répondrait (pour la réaction SO^4H^2 étendu $+$ KOH étendue) à un nombre voisin de $+13^{Cal},7$; c'est-à-dire à un nombre voisin

de la chaleur de neutralisation des acides chlorhydrique et azotique, par un seul équivalent de potasse.

Ces résultats sont caractéristiques de la formation des sels acides d'acides bibasiques.

B., *Méc. chim.*, II, 319 à 322.

3. Acide hyposulfurique.

Anhydride : $S^2O^5 = 144$... inconnu.

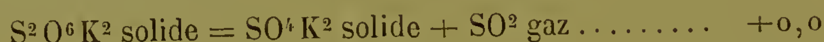
Acide normal : $S^2O^5 . H^2O$, ou $S^2O^6H^2 = 162$. La véritable formule moléculaire paraît être double : $(S^2O^5)^2 . 2H^2O$.

B., *A.* [6], XVII, 437, 1889.

Chaleurs de formation :

		Formule double.
S^2(oct.) + O^5 + H^2O + eau = $S^2O^5 . H^2O$ étendu....	+208,0	+416,0
S^2 + O^6 + H^2 + eau = $S^2O^6H^2$ étendu..............	+277,0	+554,0

Réaction mesurée :


$S^2O^6K^2$ solide = SO^4K^2 solide + SO^2 gaz......... +0,0

Th. U, II, 260.

Nombre mesuré en échauffant le sel par la combustion d'une quantité donnée d'hydrogène, dont on déduit la chaleur de combustion.

Neutralisation :


$S^2O^6H^2$ étendu + 2NaOH étendue. +27,1 ou +13,5 × 2

Th. U., I, 174.

La combinaison de cet acide, avec formation de sels solubles, dégage sensiblement les mêmes quantités de chaleur que la combinaison de l'acide chlorhydrique. On ne connaît ni sels acides, ni sels basiques.

4. Acide persulfurique.

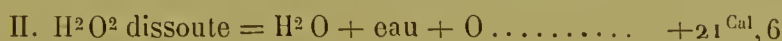
Anhydride : $S^2O^7 = 176$... cristallisé. Sa chaleur de formation n'a pas été mesurée.

Acide normal : $S^2O^7 . H^2O$ ou $S^2O^8H^2 = 194$. Observé en solution étendue.

Chaleurs de formation :

	Cal
2SO^4H^2 étendu + O gaz = $S^2O^8H^2$ étendu + H^2O..	−34,8
S^2 + O^7 + H^2O + eau = $S^2O^7 . H^2O$ étendu........	+247,4
S^2 + O^8 + H^2 + eau = $S^2O^8H^2$ étendu............	+316,4

Réactions mesurées. — I. On a oxydé un mélange donné de sulfate ferreux dissous et d'acide sulfurique étendu, ce mélange étant employé en excès : d'une part, par l'acide persulfurique étendu; d'autre part, par l'eau oxygénée additionnée d'acide sulfurique étendu. On s'arrange pour que le système final soit absolument identique dans les deux cas. La différence entre les quantités de chaleur ainsi dégagées, soit $+13^{Cal},2$, est précisément égale à l'excès de la chaleur dégagée par la séparation de l'oxygène de l'acide persulfurique, comparé à l'eau oxygénée.


II. H^2O^2 dissoute $= H^2O +$ eau $+ O$ .... $+21^{Cal},6$

Ainsi l'eau oxygénée dégageant par la séparation de son excès d'oxygène $+21^{Cal},6$, la somme $+34^{Cal},8$ répond au changement de l'acide persulfurique en acide sulfurique.

B., *A.* [6], XXVI, 543; 1892.

On a opéré également avec les persulfates de potasse et d'ammoniaque, en suivant la même marche; ce qui a fourni des résultats concordants.

Neutralisation :

$S^2O^8H^2$ étendu	$+ 2(KOH$ étendue$)$..	$+27,4$ ou $+13,7 \times 2$
»	$+ BaO.H^2O$ étendue.	$+27,6$
»	$+ 2AzH^3$ étendue....	$+24,8$ ou $+12,4 \times 2$

Réactions mesurées. — I. Action de l'acide sulfurique sur le persulfate de baryte.

II. Action de la baryte sur le persulfate d'ammoniaque.

III. Action de la potasse sur le même persulfate.

B., même Mémoire.

La première réaction donne la chaleur de neutralisation de l'acide persulfurique par la baryte; celle-ci étant séparée sous forme de sulfate de baryte insoluble, dont on connaît par une expérience directe la chaleur de formation. La seconde action fournit, par différence, la chaleur de neutralisation de l'acide par l'ammoniaque, et la troisième action, la chaleur de neutralisation par la potasse.

Les quantités de chaleurs dégagées par la combinaison de l'acide persulfurique étendu, avec formation de sels solubles, sont sensiblement les mêmes que celles de l'acide chlorhydrique étendu, uni aux mêmes bases.

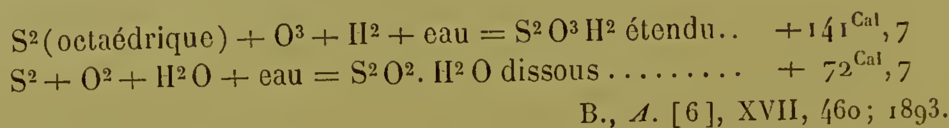
L'acide persulfurique et ses sels dissous se décomposent spontanément en oxygène libre et acide sulfurique, ou bisulfates.

5. Acide hyposulfureux.

Anhydride : $S^2O^2 = 96$... inconnu.

Acide normal : $S^2O^2.H^2O$ ou $S^2O^3H^2 = 114$. Connu seulement à l'état de dissolution étendue ; très instable.

Chaleurs de formation :



S^2(octaédrique) + O^3 + H^2 + eau = $S^2O^3H^2$ étendu.. $+141^{Cal},7$

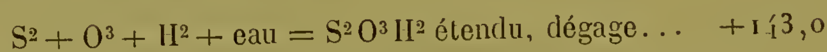
$S^2 + O^2 + H^2O$ + eau = $S^2O^2.H^2O$ dissous .... $+\ 72^{Cal},7$

B., *A.* [6], XVII, 460 ; 1893.

Réactions mesurées :

		Cal
A.	I. $S^2O^3Na^2$ dissous + 8 Br (dissous dans KBr) + $5H^2O$ = $2SO^4H^2$ dissous + 2 NaBr dissous + 6 HBr dissous	+150,4
	II. Br liquide dissous dans KBr ($1^{mol} = 2^{lit}$) dégage..........	+ 1,33
	Dès lors la réaction (I), effectuée avec Br liquide, répond à.	+161,0
	III. On admet que ce chiffre est applicable à la réaction $S^2O^3H^2$ diss. + 8 Br liq. + $5H^2O$ = $2SO^4H^2$ diss. + 8 HBr étendu ; ce qui revient à admettre que les chaleurs dégagées par la saturation de 2 NaOH étendue, dans les deux membres, se compensent.	
	IV. $H^2 + O = H^2O$..	+ 69,0
	V. H + Br liquide + eau = HBr étendu.....................	+ 28,6

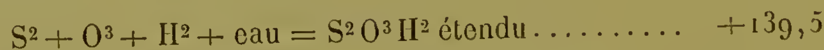
On déduit de ces nombres :



$S^2 + O^3 + H^2$ + eau = $S^2O^3H^2$ étendu, dégage... $+143,0$

B.	I. $2S^2O^3Na^2$ diss. + I^2 crist. = $S^4O^6Na^2$ diss. + 2 NaI diss.....	+ 8,5
	II. On admet que ce chiffre est applicable à la réaction $2S^2O^3H^2$ dissous + I^2 = $S^4O^6H^2$ dissous + 2 HI dissous.	
	III. $S^4 + O^6 + H^2$ + eau = $S^4O^6H^2$ diss. (*voir* plus loin).......	+261,2
	IV. H + I crist. + eau = HI dissous..........................	+ 13,2

On déduit de ces nombres :



$S^2 + O^3 + H^2$ + eau = $S^2O^3H^2$ étendu .... $+139,5$

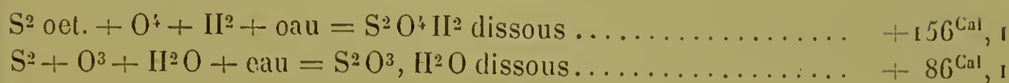
On a pris la moyenne des résultats A et B.

6. Acide hydrosulfureux.

Anhydride : $S^2O^3 = 112$... inconnu.

Acide normal : $S^2O^3.H^2O$ ou $S^2O^4H^2 = 130$. Connu seulement à l'état de sel.

Chaleur de formation :



S^2 oct. + O^4 + H^2 + eau = $S^2O^4H^2$ dissous	$+156^{Cal},1$
S^2 + O^3 + H^2O + eau = S^2O^3, H^2O dissous	$+86^{Cal},1$

Réaction mesurée :

I. Hydrosulfite de soude et de zinc, changé en sulfite, par l'absorption de O libre : $+67^{Cal},9$.

II. On admet que ce nombre est applicable à la réaction :



$$S^2O^3.H^2O \text{ dissous} + O = S^2O^4H^2 \text{ dissous} + H^2O;$$

en négligeant la différence inconnue entre les chaleurs de neutralisation des acides sulfureux et hydrosulfureux, par la soude et par l'oxyde de zinc.

B., *A.* [5], X, 393; 1877.

7. Acide trithionique.

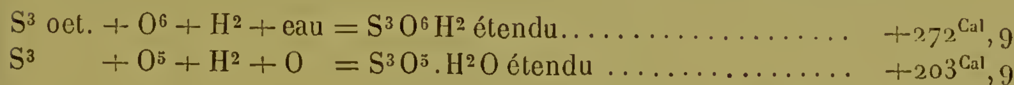
Anhydride : $S^3O^5 = 176$... inconnu.

Acide normal :



$$S^3O^5, H^2O \text{ ou } S^3O^6H^2 = 194; \quad \text{ou plutôt} \quad (S^3O^5)^2.2H^2O.$$

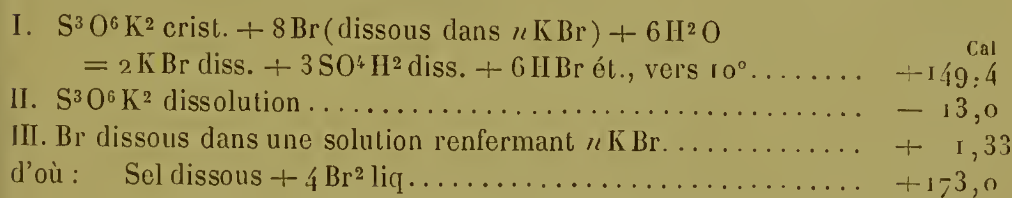
Chaleur de formation :



S^3 oct. + O^6 + H^2 + eau = $S^3O^6H^2$ étendu	$+272^{Cal},9$
S^3 + O^5 + H^2 + O = $S^3O^5.H^2O$ étendu	$+203^{Cal},9$

B. *A.* [6], XVII, 440; 1889.

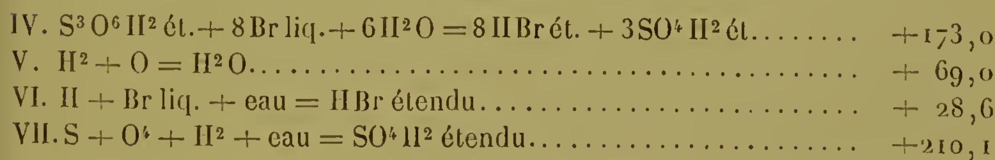
Réaction mesurée. — A. Oxydation du trithionate de potasse cristallisé par le brome dissous dans le bromure de potassium :



	Cal
I. $S^3O^6K^2$ crist. + 8 Br (dissous dans n KBr) + 6 H^2O = 2 KBr diss. + 3 SO^4H^2 diss. + 6 HBr ét., vers 10°	+149,4
II. $S^3O^6K^2$ dissolution	− 13,0
III. Br dissous dans une solution renfermant n KBr	+ 1,33
d'où : Sel dissous + 4 Br^2 liq	+173,0

Le brome doit être employé en excès notable.

On admet que la saturation de la potasse par les acides, dans les deux membres de l'équation, dégage la même quantité de chaleur. On a dès lors :



IV. $S^3O^6H^2$ ét. + 8 Br liq. + 6 H^2O = 8 HBr ét. + 3 SO^4H^2 ét.	+173,0
V. H^2 + O = H^2O	+ 69,0
VI. H + Br liq. + eau = HBr étendu	+ 28,6
VII. S + O^4 + H^2 + eau = SO^4H^2 étendu	+210,1

B. Des expériences similaires, exécutées sur le trithionate de soude, ont conduit à $+171^{Cal},4$.

Moyenne des résultats A et B : $+172^{Cal},2$.

8. Acide tétrathionique.

Anhydride : $S^4O^5 = 208$.

Acide normal :

$S^4O^5.H^2O$ ou $S^4O^6H^2 = 226$; ou plutôt $(S^4O^5)^2, 2H^2O$.

Chaleur de formation :

$S^4 + O^6 + H^2 +$ eau $= S^4O^6H^2$ étendu . . . . $+261^{Cal},2$

$S^4 + O^5 + H^2O +$ eau $= S^4O^5H^2O$ étendu . . . . $+192^{Cal},2$

B. *A*. [6], XVII, 450; 1889.

Réactions mesurées :

I. $S^4O^6Na^2.2H^2O$ crist. $+ 14Br$ (diss. dans nKBr) $+ 8H^2O$

$= 4SO^4H^2$ étendu $+ 2NaBr$ ét. $+ 12HBr$ étendu . . . . . $+261^{Cal},4$

II. $S^4O^6Na^2.2H^2O +$ eau; dissolution, à 10° . . . . $-9,6$

Les autres données sont les mêmes que plus haut. On en déduit, sous les mêmes conditions,

$S^4O^6H^2$ étendu $+ 14Br$ liq. $+ 10H^2O$

$= 4SO^4H^2$ étendu $+ 14HBr$ étendu . . . . $+289,6$

9. Acide pentathionique.

Anhydride : $S^5O^5 = 240$.

Acide normal :

$S^5O^5.H^2O$ ou $S^5O^6H^2 = 258$; ou plutôt $(S^5O^5)^2.2H^2O$.

Chaleur de formation :

$S^5 + O^6 + H^2 +$ eau $= S^5O^6H^2$ étendu . . . . $+266^{Cal},3$

$S^5 + O^5 + H^2O +$ eau $= S^5O^5.H^2O$ étendu . . . . $+197^{Cal},3$

B. *A*. [6], XVII, 455; 1889.

Réaction mesurée :

$S^5O^6K^2$ dissous $+ 20Br$ (dissous dans nKBr) $+ 14H^2O$

$= 5SO^4H^2$ étendu $+ 2KBr$ diss. $+ 18HBr$ ét., v. 10° . . . $+363^{Cal},6$

D'où l'on tire, comme plus haut et d'après les mêmes données :

$S^5O^6H^2$ étendu $+ 20Br$ pur $+ 14H^2O$

$= 5SO^4H^2$ étendu $+ 20HBr$ étendu . . . . $+390^{Cal},2$

Deuxième section. — OXYDES DU SÉLÉNIUM.

1. Acide sélénieux.

Anhydride : $SeO^2 = 111$.

Acide normal : SeO^3H^2. Non isolé.

Les dissolutions renferment de l'anhydride; de même que celles de l'acide sulfureux.

Chaleur de formation :

Se amorphe + O^2 = SeO^2 anhydre....	$+58^{Cal},1$;	dissous...	$+57^{Cal},2$
Se métallique » »	$+52^{Cal},4$;	» ...	$+51^{Cal},5$

Th. U., II, 270.

Réactions mesurées :

A.	I. SeO^2 dissous + $2HCl$ étendu + $2NaHS$ dissous = Se amorphe + S^2 + $2NaCl$ diss. + $2H^2O$, dégage......	Cal $+73,4$
	II. HCl dissous + NaOH dissoute	$+27,4$
	III. H^2S dissous + NaOH dissoute	$+7,7$
	IV. $H^2 + O = H^2O$	$+69,0$
	V. $H^2 + S$ + eau = H^2S dissous	$+9,5$

On tire de là :

	Se amorphe + O^2 + eau = SeO^2 dissous	Cal $+58,3$
B.	I. Se amorphe + Cl^4 = $SeCl^4$ (action directe)	$+46,2$
	II. $SeCl^4 + 2H^2O$ + eau = SeO^2 diss. + $4HCl$ diss..........	$+30,4$

Th. U. II, 313.

	III. H + Cl + eau = HCl dissous............................	$+39,4$
	IV. $H^2 + O = H^2O$..	$+69,0$

On tire de là

Se amorphe + O^2 + eau = SeO^2 dissous........................ $+58,0$

Chaleur de dissolution :

SeO^2 + eau = SeO^2 dissous .... $-0^{Cal},92$ (Th.)

Neutralisation :

SeO^2 diss. + NaOH diss	Cal $+14,7$		
» + $2NaOH$ diss., à $19°$.........	$+27,0$	ou	$+13^{Cal},5 \times 2$
» + $4NaOH$ diss................	$+27,48$	ou	$+13^{Cal},74 \times 2$

Th. U., I, 173.

L'acide sélénieux est un acide bibasique. La formation du sel acide répond à un dégagement de chaleur (à moins qu'il ne s'agisse d'un pyrosélénite, *voir* p. 91).

Les chaleurs de neutralisation, étant mesurées avec un anhydride dissous, sont la somme de deux effets, comme pour l'acide sulfureux.

2. Acide sélénique.

Anhydride : $SeO^3 = 127$.
Acide normal : $SeO^3.H^2O$ ou $SeO^4H^2 = 145$.
Chaleur de formation :

	Cal
Se amorphe + O^3 + H^2O + eau = $SeO^3.H^2O$ étendu.....	+ 79,3
Se métallique » » »	+ 73,6
SeO^2 dissous + O + H^2O + eau = $SeO^3.H^2O$ étendu.....	+ 22,1
Se amorphe + O^4 + H^2 + eau = SeO^4H^2 étendu	+148,3
Se métallique » » »	+142,6

Th. U., II, 273.

Réactions mesurées :

	Cal
I. SeO^2 dissous + ClOH dissous + H^2O = $SeO^3.H^2O$ dissous + HCl dissous..............	+ 29,9
II. Cl + O + H + eau = ClOH étendu (B.)............	+ 31,6
III. H + Cl + eau = HCl étendu........................	+ 39,4

Neutralisation :

SeO^4H^2 étendu + 2NaOH étendue.... $+30^{Cal},4$ ou $+15^{Cal},2 \times 2$
» + NaOH étendue..... $+14^{Cal},8$ *Th. U.*, I, 168.

Ces valeurs sont les mêmes que pour l'acide sulfurique.

Troisième section. — OXYDES DU TELLURE.

1. Acide tellureux.

Anhydride : $TeO^2 = 159$.
Hydrate : $TeO^2 + nH^2O$... solide.
Chaleur de formation :

Te(état?) + O^2 + eau = TeO^2 hydraté, solide .... $+78^{Cal},3$

Th. U., II, 318.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	Te (désigné comme) métallique + Cl^4 (avec le concours d'un peu de soufre) = $TeCl^4$	+ 77,4
II.	$TeCl^4$ (sublimé) + $2H^2O$ + eau = TeO^2 précipité + 4 HCl dissous	+ 20,35
	(La décomposition n'est pas complète, et il reste une certaine dose d'oxychlorure insoluble, que l'auteur regarde à tort, dans son calcul, comme du chlorure indécomposé.)	
III.	$H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
IV.	H + Cl + eau = HCl dissous	+ 39,4

Ces expériences sont pénibles et imparfaites.

Le mot même de *tellure métallique* ne désigne pas une matière définie, le tellure obtenu par le refroidissement rapide du corps fondu étant un mélange, en proportions variables, des deux variétés, cristallisée et amorphe, mélange qui peut dégager de 42^{Cal} à 58^{Cal}, pour une réaction identique, opérée avec le poids atomique du tellure.

B. et FAVRE *A.* [6], XIV, 99; 1888.

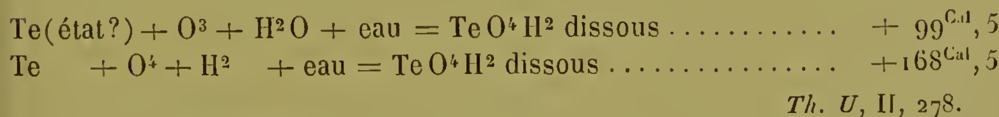
En outre, l'hydratation de l'acide tellureux est mal définie.

2. Acide tellurique.

Anhydride : $TeO^3 = 175$.

Acide normal : $TeO^4H^2 = 193$.

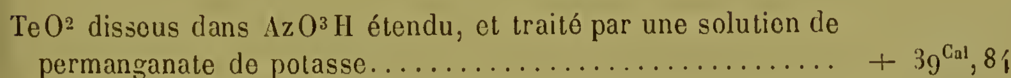
Chaleur de formation :



Te(état?) + O^3 + H^2O + eau = TeO^4H^2 dissous	+ $99^{Cal},5$
Te + O^4 + H^2 + eau = TeO^4H^2 dissous	+ $168^{Cal},5$

Th. U, II, 278.

Réaction mesurée :



TeO^2 dissous dans AzO^3H étendu, et traité par une solution de permanganate de potasse	+ $39^{Cal},84$

La signification de cette réaction, au point de vue thermique, est mal définie.

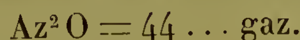
B. *A.* [5], V, 347, 355; 1875.

CHAPITRE III.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS.

Première section. — OXYDES DE L'AZOTE.

Oxyde azoteux ou protoxyde d'azote.



$Az^2O = 44$ . . . gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (0°-200°) : 9,85 (Wie).

A 0°	9,15
A 100°	9,73
A 200°	10,74

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 7,85.
Température d'ébullition : —87°,9 (R.).
Chaleur de vaporisation : $2^{Cal},56$ *à* 0° ; 1,76, *à* 20°.

MATHIAS, *A.* [6], XXI, 134 ; 1890.

Chaleur de formation :



$Az^2 + O = Az^2O$. $-20^{Cal},6$; liquide. $-18^{Cal},8$; dissous.. $-14^{Cal},4$

Réaction mesurée. — Différence entre la chaleur de combustion *instantanée,* dans la bombe calorimétrique, de l'oxyde de carbone mêlé

A l'oxygène pur, soit	$+68^{Cal},2$
Et au protoxyde d'azote, AzO, soit	$+88^{Cal},8$;

la différence de ces nombres, $-20^{Cal},6$, représente la chaleur absorbée dans la réunion de l'oxygène et de l'azote, Az + O, pour former le protoxyde d'azote, AzO. Elle est indépendante de toute détermination auxiliaire.

B., *A.* [5], XX, 260 ; 1880.

Hydrate : $Az^2O.6H^2O$ ... cristallisé.

	Cal
Az^2O dissolution de l'eau, à 0°	+ 6,2
$Az^2O, 6H^2O$ solidification	+ 8,4
Az^2O gaz + $6H^2O$ liquide = $Az^2O.6H^2O$ crist.	+14,6

VILLARS, *C. R.*, CXVIII, 646; 1894.

Acide hypoazoteux.

Anhydride : $Az^2O = 44$; isomère ou identique avec l'oxyde azoteux.

Acide normal : $Az^2O.H^2O$ ou $Az^2O^2H^2 = 62$, connu seulement à l'état dissous; instable.

Chaleur de formation :

$Az^2 + O^2 + H^2$ + eau = $Az^2O^2H^2$ dissous	$+ 4^{Cal},4$
$Az^2 + O + H^2O$ + eau = $Az^2O.H^2O$ dissous	$-64^{Cal},6$

Réactions mesurées :

A. I. $Az^2O.CaO.4H^2O$ crist. + 8 Br (dissous dans n KBr)
= $2AzO^3H$ étendu + $CaBr^2$ + 6 HBr dissous .... $+41^{Cal},4$

II. $Az^2O.CaO.4H^2O$ crist. + 2 HCl étendu (en excès), vers 24°... $+ 6^{Cal},4$

On admet un déplacement total.

	Cal
III. $H^2 + O = H^2O$	+69,0
IV. H + Br liq. = HBr dissous	+28,6
V. 2 HCl étendu + CaO dissoute	+28,0
VI. Az + O^3 + H + eau = AzO^3H étendu	+48,8

D'où l'on déduit :

Az^2O, H^2O étendu + 8 Br liq. + $4H^2O$
= $2AzO^3H$ étendu + 8 HBr étendu .... +45,6 (Cal)

B. Avec le sel de strontiane, on a obtenu +42,1; d'où l'on tire pour la réaction précédente .... +46,4

Moyenne .... +46,0

Neutralisation :

$Az^2O^2H^2$ étendu + 2 KOH étendue = $Az^2O.K^2O$ diss.. +15,6 (Cal) ou +7,8×2

$Az^2O^2H^2$ étendu + CaO dissoute + $4H^2O$
= $Az^2O.CaO.4H^2O$ crist .... +21,6

$Az^2O^2H^2$ étendu + SrO dissous + $5H^2O$
= $Az^2O.SrO.5H^2O$ crist .... +21,6

B., *A.* [6], XVIII, 571; 1889.

Oxyde azotique ou bioxyde d'azote.

AzO = 30... (gaz formé sans condensation).

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante : 6,96 (R.)
Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 4,96.
Température d'ébullition : —153°,6 (Olzewski).
Chaleur de formation :

Az + O = AzO .... $-21^{Cal},6$

Réactions mesurées :

A. Différence entre la chaleur *instantanée* de combustion, dans la bombe calorimétrique, du cyanogène, C^2Az^2, mêlé

A l'oxygène pur, O^4, soit .... $+261^{Cal},8$
Et au bioxyde d'azote, 4AzO, soit .... $+349^{Cal},2$

La différence $87^{Cal},4$ de ces nombres représente la chaleur absorbée par la formation de 4AzO au moyen de ses éléments, soit pour AzO : $-21^{Cal},85$.

B. En opérant de même avec l'éthylène, mêlé tour à tour avec l'oxygène pur et le bioxyde d'azote, j'ai obtenu : $-21^{Cal},4$.

Moyenne : $-21^{Cal},6$.

Ces valeurs sont indépendantes de toute autre détermination.

B., *A* [5], XX, 258; 1880.

Acide azoteux.

Anhydride : $Az^2O^3 = 76$... gaz. A la température ordinaire, il est en partie dissocié en $AzO^2 + AzO$.

Acide normal : $AzO^2H = 47$, connu seulement à l'état dissous dans une liqueur renfermant de l'anhydride. Il est instable, la liqueur se décomposant peu à peu, avec dégagement de AzO.

Chaleur de formation :

Anhydride :

$Az^2 + O^3 = Az^2O^3$ gaz (calcul pour la partie réellement combinée) .... $-21^{Cal},4$

Acide normal supposé :

Az + O^2 + H + eau = AzO^2H étendu .... $+30^{Cal},3$
$Az^2 + O^3 + H^2O$ + eau = $Az^2O^3.H^2O$ diss., ou $2AzO^2H$ dissous. $-8^{Cal},4$

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$2AzO + O + BaO$ étendue $= Az^2O^4Ba$ dissous...............	$+56,0$
II.	$2AzO^2H$ étendu $+ BaO$ étendue $= Az^2O^4Ba$ diss.: $+10,6\times2$, ou	$+21,2$

d'où l'on tire

$2AzO + O + H^2O +$ eau $= 2AzO^2H$ étendu.................. $+34,8$

B., *A.* [5], VI, 162; 1875.

III. $2AzO$ gaz $+ O = 2Az^2O^3$ gaz (expériences directes).......... $+21,8$

Id., p. 168 et 169.

IV. $Az + O = AzO$.................................. $-21,6$

Neutralisation. — La valeur trouvée pour BaO dissoute, soit $+21^{Cal},2$, doit différer très peu de la chaleur de neutralisation qui répondrait à : $Az^2O^3.H^2O$ dissous $+ 2NaOH$ dissoute. Les analogies conduiraient pour cette dernière au nombre $+10,5\times2$ environ.

Observons que ces chiffres comprennent deux ordres de travaux, car ils s'appliquent à une liqueur qui contient de l'anhydride.

Peroxyde d'azote ou acide hypoazotique.

$AzO^2 = 46$... gaz et liquide.

Au-dessous de 157°, le gaz est mêlé de Az^2O^4, qui est son polymère, et forme des systèmes dissociés. J'appellerai *gaz hypoazotique* le mélange, variable avec la température et la pression, de ces deux composés.

Température d'ébullition, sous la pression normale : +22°,5 (NADEJDINE).

Température de fusion : — 9°.

Chaleur spécifique moléculaire sous pression constante, calculée pour le poids AzO^2 (46^{gr}) *:*

De 27° jusqu'à 200°.............	$95,1 - 0,28t$
De 200° à 300°..................	$8,43 + 0,07(t - 253)$

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, sous pression constante, à t :

De 27° à 150°...................	$95,1 - 0,56t$
De 200° à 300°..................	$8,43 + 0,14(t - 253)$

B. et OGIER, *A.* [5], XXX, 394; 1883.

Chaleur de vaporisation (*pour* 46^{gr}), *à* 18° : $4^{Cal},3$.

Id., p. 399.

Chaleur de transformation de :

Az^2O^4 gaz en $2AzO^2$ gaz .... $-12^{Cal},8$

Cette valeur est déduite des données relatives aux chaleurs spécifiques. La transformation de 46^{gr} du gaz hypoazotique, tel qu'il existe à +26°, en gaz normal, absorberait $-5^{Cal},30$.

Id., p. 397.

Or ce gaz, à 26°, d'après ses propriétés physiques, peut être regardé comme un mélange de 1 partie en poids de gaz normal, AzO^2, et de 4 parties de gaz condensé, Az^2O^4. La transformation totale de ce dernier absorberait donc : $-5,30 \times \frac{5}{4} = -6^{Cal},4$, pour le poids AzO^2 (46^{gr}).

Chaleur de formation pour 46^{gr} :

	Cal		
$Az + O^2 = AzO^2$ gaz (mêlé de Az^2O^4)	$-$ 1,7 vers 22°		liquide ... +2,6
» ...	$-$ 7,6 vers 150°	}	gaz formé entièrement de AzO^2.
» ...	$-$ 7,9 vers 200°	}	
$AzO + O = AzO^2$ gaz (mêlé de Az^2O^4) ...	+ 19,9 vers 22°		
$AzO + O = AzO^2$ pur	+14,6 vers 200°		

B., *A*. [5], VI, 168; 1875.

Réactions mesurées :

A. I. $AzO + O$ = gaz hypoazotique (mélange de AzO^2 et Az^2O^4).... $\overset{Cal}{+19,4}$

L'expérience a été faite directement en vase clos, c'est-à-dire à volume constant. Calculée à pression constante, d'après la condensation réelle du gaz, elle devient +19,7; cette valeur se rapportant à un gaz formé en majeure partie de Az^2O^4.

II. $Az + O = AzO$ .... $-21,6$

d'où $Az + O^2$ = gaz hypoazotique, à la tempér. ordinaire... $-$ 1,9

B. I. AzO^2 liquide + Cl gaz (pesé) + H^2O + eau
= AzO^3H étendu + HCl étendu .... +17,8

(On passe par ClOK comme intermédiaire, formé d'abord, puis détruit.)

II. $Az + O^3 + H$ + eau = AzO^3H étendu .... +48,8

III. $H + Cl$ + eau = HCl étendu .... +39,4

d'où l'on tire

$2AzO^2$ liq. + O + H^2O + eau = $2AzO^3H$ étendu .... +25,8

On en déduit, pour 46^{gr} de gaz hypoazotique, tel qu'il existe vers 22°. +30,1

et, par suite,

$Az + O^2$ = gaz hypoazotique, vers 22°...........	$-1^{Cal},5$
La moyenne des nombres $-1,9$ et $-1,5$, tirés de A et de B, est........................	$-1^{Cal},7$

Acide azotique.

Anhydride : $Az^2O^5 = 108$... cristallisé.

Az^2O^5, chaleur de vaporisation du liquide........	$4^{Cal},84$
Température d'ébullition........................	$+50°$
Chaleur de fusion...............................	$8^{Cal},28$
Température de fusion...........................	$+29°,5$

Acide normal : $AzO^3H = 63$... liquide. Monobasique.

Chaleur de vaporisation.........................	$7^{Cal},25$
Température d'ébullition........................	$+86°$
Chaleur de fusion...............................	$0^{Cal},60$ env.
Température de fusion...........................	$-47°$

B., *A.* [5], VI, 170; 1875.

Chaleur de formation :

Anhydride :

	Cal
$Az^2 + O^5 = Az^2O^5$ gaz..........................	$-1,2$
liquide.........................	$+3,6$
cristallisé.....................	$+11,9$
dissous.........................	$+28,6$

Acide normal :

$Az + O^3 + H = AzO^3H$ pur, gazeux............	$+34,4$
liquide............	$+41,6$
cristallisé..........	$+42,2$
dissous............	$+48,8$
$Az^2O^5 + H^2O = 2AzO^3H$, tous corps solides.....	$+2,0$
tous corps liquides....	$+10,6$
tous corps gazeux....	$+10,6$

B., *A.* [5], VI, 151; 1875.

Formations diverses :

	Cal		Cal
$2AzO + O^3 + H^2O$ + eau = $2AzO^3H$ étendu....	$+71,8$	ou	$+35,9 \times 2$
$2AzO^2$ gaz (mélange actuel) + $O + H^2O$ + eau = $2AzO^3H$ étendu..........................	$+32,0$	ou	$+16,0 \times 2$
Az^2O^3 gaz + $O + H^2O$ + eau = $2AzO^3H$ étendu...	$+50,0$	ou	$+25,0 \times 2$
AzO^2H dissous + O = AzO^3H dissous.........	$+18,5$		
$Az^2O^2H^2$ dissous + O^4 = $2AzO^3H$ dissous.......	$+93,2$	ou	$+46,6 \times 2$

Réactions mesurées :

Transformation de l'acide azoteux en acide azotique.

A. I. Az^2O^4Ba cristallisé, puis dissous, $4Cl$ gaz, $2H^2O$, $nBaO$, $2nHCl$.

Réactions coordonnées de façon à obtenir finalement

Az^2O^6Ba diss. + $nBaCl^2$ diss. + $4HCl$ diss. (*voir* le Mémoire ci-dessous)

B. I. Az^2O^4Ba dissous + $2BaO^2$ anhydre + $4HCl$ étendu
$= Az^2O^6Ba + 2BaCl^2$ étendu + $2H^2O$ .... +130^Cal^,1

C. I. Oxydation de Az^2O^4Ba par le permanganate de potasse, additionné d'un grand excès d'acide sulfurique (*voir* le Mémoire ci-dessus).

Données auxiliaires :

		Cal	Cal
II.	$2AzO^3H$ étendu + BaO étendue $= Az^2O^6Ba$ diss.	+13,8 × 2 =	+27,6
III.	$2AzO^2H$ étendu + BaO étendue $= Az^2O^4Ba$ diss.	+10,6 × 2 =	+21,2
IV.	$H^2 + O = H^2O$	+69,0	
V.	$H + Cl$ gaz + eau $= HCl$ dissous	+39,4	
VI.	BaO^2 anh. + HCl ét. $= H^2O^2$ diss. + $BaCl^2$ diss.	+22,0	
VII.	$H^2O + O$ + eau $= H^2O$ étendue	−21,7	

VIII. Réduction du permanganate dans des conditions comparables, au point de vue de l'état initial et de l'état final (*voir* p. 43).

D'après la moyenne des méthodes A, B, C :

	Cal
Az^2O^4Ba dissous + $O^2 = Az^2O^6Ba$ dissous, dégage	+43,4
$2AzO^2H$ dissous + $O^2 = 2AzO^3H$ dissous	+37,0
$2(Az + O^3 + H)$ + eau $= 2AzO^3H$ dissous	+97,6

Hydratation de l'anhydride et de l'acide normal :

	Cal
Az^2O^5 crist. + H^2O liq. + eau = $2AzO^3H$ étendu, à 10°...	−16,68
$2AzO^3H$ liq. + eau = $2AzO^3H$ étendu, à 10°	+14,36
	+ 2,32

B., Mémoire précédent.

Chaleur de dissolution :

B., *A.* [5], IV, 446; 1875.

	Cal
AzO^3H liq. + eau liq., à 10°	+ 7,18
à 100°, calculé	+10,8
à − 20°	+ 6,0
AzO^3H liq. + $2H^2O$ liq. = $AzO^3H.2H^2O$	+ 2,3

Chaleur de dilution de $AzO^3H + nH^2O$, jusqu'à $200H^2O$.

Dilution de l'acide azotique, à 10° [B.].

Formule de l'acide primitif $AzO^6H + nH^2O^2$.		Chaleur dégagée par la dilution pour un acide final $AzO^6H + 200H^2O^2$.
		Cal
AzO^3H		+ 7,18
AzO^3H +	0,5 H^2O^2	+ 5,15
	1,0	+ 3,84
	1,5	+ 3,02
	2	+ 2,32
	3	+ 1,42
	4	+ 0,79
	5	+ 0,42
	6	+ 0,20
	7	+ 0,06
	7,5	+ 0,00
	8	— 0,04
	10	— 0,09
	15	— 0,24
	20	— 0,18
	40	— 0,09
AzO^3H +	100 H^2O^2	— 0,03

On voit, par le signe et l'étendue de ces variations, combien serait vaine la recherche d'une constante thermique, commune aux réactions des liquides.

Ces résultats peuvent être représentés approximativement par les formules suivantes :

$$Q = \frac{16,25}{1,773 + n} - 2,04, \qquad \text{de } n = 0 \text{ à } n = 5,$$

$$\frac{4,4}{n} - 0,53, \qquad \text{de } n = 5 \text{ à } n = 15,$$

$$-\frac{3,60}{n}, \qquad \text{de } n = 15 \text{ à } n = 200.$$

L'influence de la température initiale sur la chaleur de dilution, étant donnée une variation de t à T, est représentée par la formule $\left(\frac{400}{n+9,2} - 3,5\right)(T - t)$.

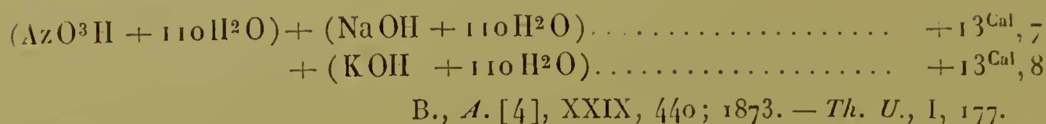
Chaleurs spécifiques :

AzO^3H liq.... 28,0 (Hs.).

$AzO^3H + nH^2O$, n très grand : $18n - 35$.

B., *Méc. chim.*, I, 495.

Neutralisation :



$(AzO^3H + 110H^2O) + (NaOH + 110H^2O)$ .... $+13^{Cal},7$

$+ (KOH + 110H^2O)$ .... $+13^{Cal},8$

B., *A.* [4], XXIX, 440; 1873. — *Th. U.*, I, 177.

Ces nombres ne varient pas sensiblement, par l'addition d'un excès d'acide ou d'alcali. Ils sont les mêmes que pour l'acide chlorhydrique et pour la plupart des acides monobasiques énergiques : rapprochement qui s'applique, en général, à la formation des sels solubles de ces divers acides.

Deuxième section. — OXYDES DU PHOSPHORE.

1. Acide hypophosphoreux.

Anhydride : $P^2O = 78$.

Acide normal : $PO^2H^3 = 66$... cristallisé. Acide monobasique.

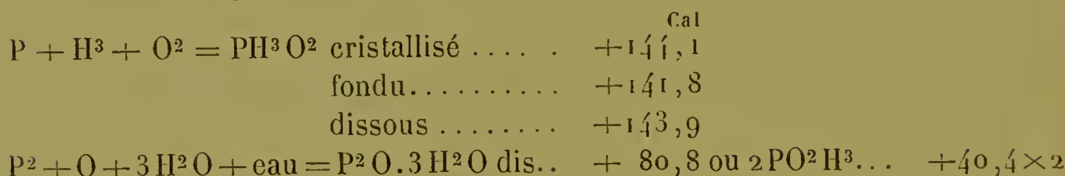
Température de fusion : $+ 17°,4$.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},31$.

Th. U., II, 212

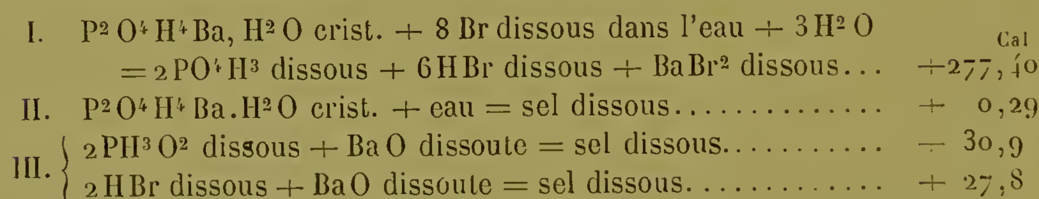
Chaleur de dissolution : $-0^{Cal},17$.

Chaleur de formation :



$P + H^3 + O^2 = PH^3O^2$ cristallisé	Cal $+144,1$		
fondu	$+141,8$		
dissous	$+143,9$		
$P^2 + O + 3H^2O + \text{eau} = P^2O.3H^2O$ dis..	$+ 80,8$	ou $2PO^2H^3$...	$+40,4\times 2$

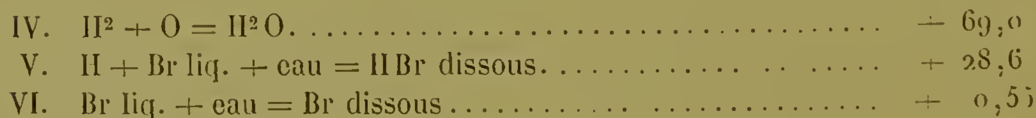
Réactions mesurées :



I.	$P^2O^4H^4Ba, H^2O$ crist. $+ 8$ Br dissous dans l'eau $+ 3H^2O$ $= 2PO^4H^3$ dissous $+ 6HBr$ dissous $+ BaBr^2$ dissous...	Cal $+277,40$
II.	$P^2O^4H^4Ba.H^2O$ crist. $+$ eau $=$ sel dissous	$+ 0,29$
III.	$2PH^3O^2$ dissous $+ BaO$ dissoute $=$ sel dissous	$+ 30,9$
	$2HBr$ dissous $+ BaO$ dissoute $=$ sel dissous	$+ 27,8$

On admet une transformation totale de l'hypophosphite en bromure de baryum, en présence d'un excès de HBr; supposition qui est faite en réalité pour le phosphate barytique.

Th. U., II, 216.



IV.	$H^2 + O = H^2O$	$+ 69,0$
V.	$H + Br$ liq. $+$ eau $= HBr$ dissous	$+ 28,6$
VI.	Br liq. $+$ eau $=$ Br dissous	$+ 0,55$

D'après les relations I, II, III, on calcule :

	Cal
PO^2H^3 dissous. + 4 Br pur + $2H^2O$ = PO^4H^3 dissous — 4 H Br dissous	+139,2

d'où

PO^2H^3 dissous + O^2 = PO^4H^3 dissous	+162,8
VI. P + O^4 + H^3 + eau = PO^4H^3 dissous	+306,75

Cette donnée est un peu incertaine. (*Voir* plus loin p. 114.)

On en déduit

P + O^2 + H^3 = PO^2H^3 dissous	+143,9

Neutralisation :

PH^3O^2 étendu + NaOH étendue	+15^{Cal},2

Th. U., I, 194.

En présence d'un excès d'acide, ou d'alcali, même valeur. Acide monobasique, probablement à fonction mixte.

2. Acide phosphoreux.

Anhydride : P^2O^3 = 110... solide.
Acide normal : PO^3H^3 = 82... cristallisé. Acide bibasique.
Température de fusion : + 71°.
Chaleur de fusion, à 18° (surfondu) : 3^{Cal},07.

Th. U., II, 212.

Chaleur de dissolution, à 18° : — 0^{Cal},13.
Chaleur de formation :

		Cal	
P + O^3 + H^3 = PO^3H^3	crist.	+228,9	
	fondu	+225,8	
	dissous	+228,8	
P^2 + O^3 + $3H^2O$ + eau = $P^2O^3.3H^2O$ dis.		+250,6 ou $2PO^3H^3$ d.	+125,3×2

Réactions mesurées :

Th. U., II, 214.

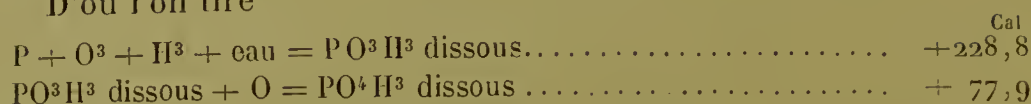
	Cal
I. PO^3H^3 crist. + 2 Br diss. + H^2O = PO^4H^3 diss. + 2 H Br diss.	+ 64,91

c'est-à-dire

PO^3H^3 dissous + 2 Br liq. + H^2O	+ 66,1
II. H^2 + O = H^2O	+ 69,0
III. H + Br liq. + eau = H Br dissous	+ 28,6
IV. P + O^4 + H^3 + eau = PO^4H^3 dissous	+306,75

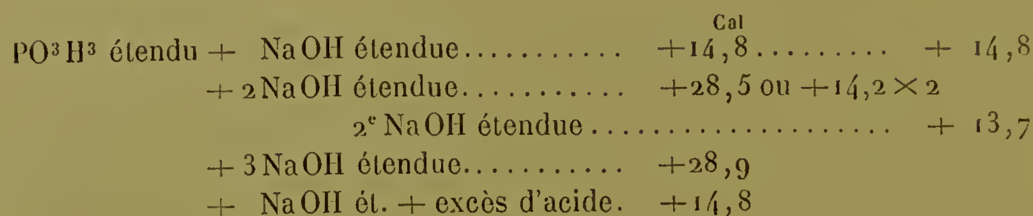
Cette dernière donnée est un peu incertaine. (*Voir* p. 114).

D'où l'on tire



	Cal
$P + O^3 + H^3 + eau = PO^3H^3$ dissous	+228,8
PO^3H^3 dissous + $O = PO^4H^3$ dissous	+ 77,9

Neutralisation :

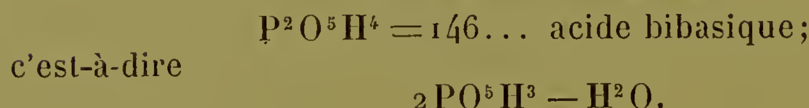


	Cal	
PO^3H^3 étendu + NaOH étendue	+14,8	+ 14,8
+ 2NaOH étendue	+28,5 ou +14,2 × 2	
2ᵉ NaOH étendue		+ 13,7
+ 3NaOH étendue	+28,9	
+ NaOH ét. + excès d'acide.	+14,8	

Th. U., I, 192.

Acide bibasique, probablement à fonction mixte.

3. Acide pyrophosphoreux.

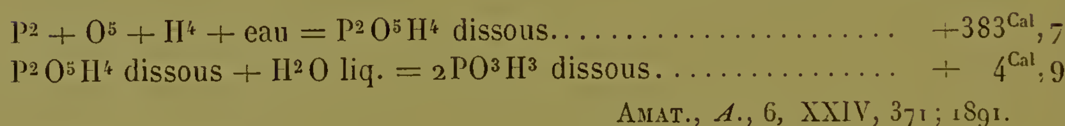


$P^2O^5H^4 = 146$... acide bibasique;

c'est-à-dire

$$2PO^5H^3 - H^2O.$$

Chaleur de formation :



$P^2 + O^5 + H^4 + eau = P^2O^5H^4$ dissous	$+383^{Cal},7$
$P^2O^5H^4$ dissous + H^2O liq. = $2PO^3H^3$ dissous	$+ 4^{Cal},9$

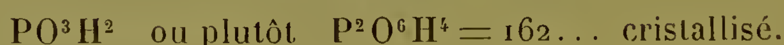
AMAT., *A.*, 6, XXIV, 371; 1891.

Neutralisation :



$P^2O^5H^4$ dissous + 2NaOH dissoute	$+28^{Cal},6$ ou $+14,3 \times 2$
+ excès NaOH	Insignifiant

4. Acide hypophosphorique.



PO^3H^2 ou plutôt $P^2O^6H^4 = 162$... cristallisé.

Combinaison des acides phosphorique et phosphoreux.



$$PO^3H^3 + PO^4H^3 - H^2O.$$

JOLY, *C. R.*, CI, 1058, 1885; CII, 110, 260; 1886.

Chaleur de formation : inconnue.
Chaleur de fusion : $8^{Cal},3$ (pour $P^2O^6H^4$).
Chaleur de dissolution : $+ 7^{Cal},70$.
Chaleur de dissolution de l'hydrate : $P^2O^6H^4 . 2H^2O$: $- 2^{Cal},20$.

Neutralisation :

		Cal	Cal
$P^2O^6H^4$ diss. +	NaOH étendue	+15,1	+15,1
	+2NaOH étendue	+30,1 ou +15,05 × 2	
	2ᵉ NaOH étendue		+15,0
	+3NaOH étendue	+42,7 ou +14,2 × 3	
	3ᵉ NaOH étendue		+12,6
	+4NaOH étendue	+54,2 ou +13,6 × 4	
	4ᵉ NaOH étendue		+12,5
	+6NaOH étendue	+55,3	
	5ᵉ et 6ᵉ NaOH ét. ensemble....		+ 1,1

5. Acide phosphorique.

Anhydride : $P^2O^5 = 142$... solide. États multiples.
Acide normal : $PO^4H^3 = 98$... solide. Acide tribasique.

ANHYDRIDE.

Chaleur de formation :

$P^2 + O^5 = P^2O^5$ anhydre (mélange de deux états). $+365^{Cal},3$; diss. $+400,9$
$P^2O^5 + H^2O$ + eau
$= P^2O^6H^2$ diss. ou $2PO^3H$ (ac. métaph.) dissous.. $+ 35,6$ ou $+17,8 \times 2$

Réaction mesurée :

La chaleur de formation de l'anhydride, P^2O^5, a été mesurée
directement par Andrews .... $+367^{Cal},8$
Et par Abria .... $+362^{Cal},8$

J'ai pris la moyenne +365,3. Mais ce nombre réclame des études nouvelles, attendu que l'anhydride, obtenu par combustion directe du phosphore, est un mélange de plusieurs modifications, comme il va être dit.

Remarquons, en outre, que la chaleur de formation de l'anhydride ne saurait être déduite de la chaleur dégagée par sa dissolution dans l'eau, jointe à celle de l'acide phosphorique normal, sans autre examen; attendu que cette dissolution fournit d'abord de l'acide métaphosphorique, PO^3H, dont la chaleur de transformation en acide normal, PO^4H^3, est inconnue.

En fait, la chaleur dégagée à ce moment, soit $+35^{Cal},6$ (*Th. U*, II, 226), telle qu'elle a été mesurée, est inférieure de $5^{Cal},6$ à la différence des nombres $406,5 - 365,3 = +41,2$.

Mais il serait peu sûr de déduire de cette dernière différence la chaleur de transformation de l'acide métaphosphorique en acide normal.

On connaît trois modifications de l'anhydride, savoir : un état cristallisé, un état pulvérulent et un état amorphe. Or pour le poids P^2O^5,

	Cal
Le premier état, dissous dans une lessive de soude, dégage........	+89,2
Le second état, dissous dans la même lessive desoude, dégage...	+82,6
L'état pulvérulent représente donc un polymère, formé avec dégagement de..	+ 6,6

L'anhydride ordinaire est un mélange de ces différents états.

HAUTEFEUILLE et PERREY, *C. R.*, XCIX, 33; 1884.

Le degré de la lessive de soude employée dans les expériences n'étant pas indiqué, on ne peut déduire de ces nombres la chaleur de neutralisation. Mais, quelle que soit l'hypothèse admise à cet égard, l'évaluation conduirait à un nombre fort inférieur à la chaleur dégagée par 6NaOH étendue, unie avec l'acide normal, $2PO^4H^3$ dissous, laquelle s'élèverait à 100^{Cal}. Cette réaction donnerait environ $+130^{Cal}$ à $+140^{Cal}$ avec l'anhydride, P^2O^5, s'il était permis d'admettre qu'il se change immédiatement en 2 molécules de sel tribasique, $2PO^4Na^3$ dissous. Ces écarts énormes sont attribuables à la production, au moins temporaire, de l'acide métaphosphorique.

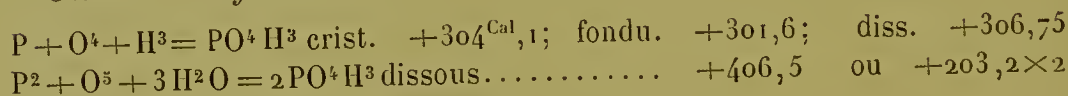
On voit par là combien les questions relatives à la chaleur de formation de l'acide phosphorique par les éléments sont difficiles et à quel point elles exigent de nouvelles recherches.

ACIDE PHOSPHORIQUE NORMAL.

Température de fusion : $+38°,6$.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},82$.

Chaleur de formation :



$P + O^4 + H^3 = PO^4H^3$ crist. $+304^{Cal},1$; fondu. $+301,6$; diss. $+306,75$

$P^2 + O^5 + 3H^2O = 2PO^4H^3$ dissous............ $+406,5$ ou $+203,2\times2$

Réactions mesurées. — Acide normal :

I. Oxydation du phosphore ordinaire par l'acide iodique étendu.

Cette réaction fournit un mélange d'acide phosphorique, d'acide phosphoreux et d'acide iodhydrique : ce qui exige une analyse des produits assez compliquée, et des calculs qui ne le sont pas moins. Les données auxiliaires sont :

		Cal
II.	$I + O^3 + H$ + eau $= IO^3H$ étendu.........	+ 57,7
III.	$H + I$ + eau $= HI$ étendu.................	+ 13,2
IV.	$H^2 + O = H^2O$...........................	+ 69,0
V.	$P + O^3 + H^3$ + eau $= PO^3H^3$ dissous......	+228,8

La dernière donnée est déduite de l'action du brome sur l'acide phosphoreux ; elle exige la connaissance de la chaleur de formation

de l'acide bromhydrique et elle entre elle-même dans les équations destinées à calculer la chaleur de formation de l'acide phosphorique.

Enfin l'état final de l'acide phosphorique, obtenu dans ces expériences, a été supposé identique avec l'état de l'acide normal : ce qui n'est pas exact. En effet, la difficulté d'oxyder complètement le phosphore, dans les conditions précédentes, tient probablement à ce qu'il se forme ici de l'acide hypophosphorique : circonstance qui exigerait, pour un calcul rigoureux des données observées au calorimètre, la connaissance de la chaleur de combinaison de l'acide phosphorique avec l'acide phosphoreux, donnée jusqu'ici inconnue. En outre, dans les oxydations à basse température, on obtient souvent, au lieu d'acide phosphorique normal, un mélange de cet acide avec l'acide pyrophosphorique, ou d'autres acides, répondant à certains états différents d'hydratation.

En raison de ces complications, l'évaluation ci-dessus de la chaleur de formation de l'acide phosphorique normal ne peut être regardée que comme approximative.

Observons encore que M. Thomsen avait déduit de ses résultats, supposés rigoureux, la valeur suivante :


$P + O^4 + H^3 +$ eau $= PO^4H^3$ étendu .... $+305^{Cal},3$

Mais j'ai dû recalculer les données mêmes de ses expériences, avec les valeurs adoptées dans le présent Ouvrage pour l'eau et les acides bromhydrique et iodhydrique : ce qui fournit, en acceptant comme exactes les réactions admises par l'auteur, le chiffre indiqué plus haut : $+ 306^{Cal},75$.

Chaleur de dissolution : solide $+2^{Cal},69$, liquide $+5^{Cal},21$.

Th. U., II, 212.

Chaleurs de dilution :

	Cal
PO^3H^3 liquide $+ 200H^2O$	$+5,35$
$PO^3H^3.H^2O + 200H^2O$	$+1,74$
$PO^3H^3.3H^2O + 200H^2O$	$+3,30$
$PO^3H^3.20H^2O + 200H^2O$	$+4,94$

Th. U., III, 67.

Acide phosphorique normal.

Neutralisation :

		Cal	Cal
$(PO^4H^3 + 330H^2O) + (NaOH + 110H^2O)$ à $+16°$		$+14,7$	$+14,7$
»	$+ 2NaOH$ diss.	$+26,3$ ou $+13,7 \times 2$	
»	2° NaOH diss		$+11,6$
»	$+ 3NaOH$ diss	$+33,6$ ou $+11,2 \times 3$	
»	3° NaOH diss		$+7,3$

		Cal	Cal
$(PO^4H^3 + 330\,H^2O)$	$+ 4\,NaOH$ diss............	+35,2	+ 7,3
»	4e NaOH diss....		+ 1,6
»	$+ 5\,NaOH$ diss............	+35,5	

B. et Loug., *A.* [5] IX, 26; 1876.

Ces chiffres accusent l'existence de trois degrés inégaux dans la saturation de l'acide phosphorique : le premier répondant à un acide fort, analogue aux acides monobasiques; le deuxième à un acide plus faible, intermédiaire entre les acides acétique et borique, ou carbonique; le troisième enfin à un acide plus faible encore, comparable à l'acide phénique.

Les phosphates tribasiques solubles sont dissociés par l'action progressive de l'eau, avec formation de base libre.

La saturation s'étend d'ailleurs au delà de la troisième basicité, comme le montre la formation des sels basiques, constitués par la chaux et les bases terreuses, laquelle sera étudiée plus loin.

6. Acide pyrophosphorique, $P^2O^7H^4$.

La chaleur de formation de ce composé au moyen de l'acide phosphorique normal et, par conséquent, au moyen des éléments, est inconnue.

Neutralisation :

		Cal		Cal
$P^2O^7H^4$ dissous	+ NaOH dissoute........	+14,4		+14,4
»	+ 2 NaOH diss...........	+28,6	ou +14,3 × 2	
»	» 2e NaOH diss.....			+14,2
»	+ 4 NaOH diss...........	+52,7	ou +13,2 × 4	
»	3e et 4e NaOH diss. ens.		+	+24,1 ou +12,0 ×
»	+ 6 NaOH diss...........	+54,5		
»	5e et 6e NaOH diss. ens.			+ 1,8

Th. U., I, 186.

L'acide serait tétrabasique, d'après ces données; les derniers équivalents de base étant séparables en partie par l'action dissociante de l'eau.

7. Acide métaphosphorique, PO^3H.

Il existe plusieurs états différents de cet acide, dont certains sont polymères de la formule ci-dessus. La chaleur de formation de cet acide et de ses polymères, au moyen de l'acide phosphorique normal et, par conséquent, au moyen des éléments, est inconnue.

Neutralisation :


PO^4H dissous + NaOH dissous . . . . + $14^{Cal},5$

Th. U., I, 189.

L'addition d'un deuxième équivalent de NaOH dissoute, produit une transformation rapide de l'acide.

Troisième section. — OXYDES DE L'ARSENIC.

1. Acide arsénieux.

Anhydride : $As^2O^3 = 198$, solide. États multiples.

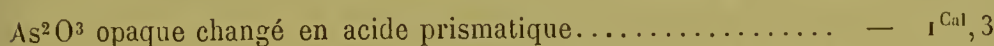
L'acide normal, AsO^2H, n'est pas connu.

États isomériques :


As^2O^3 opaque changé en acide vitreux . . . . — $2^{Cal},7$

Réaction mesurée. — Différence de la chaleur de dissolution de ces deux états dans la potasse.

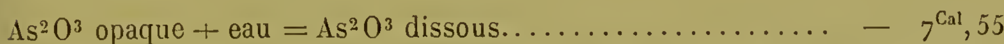
FAVRE, *J. Pharm.* [3], XXIV ; 1853.


As^2O^3 opaque changé en acide prismatique . . . . — $1^{Cal},3$

TROOST et HAUTEFEUILLE, *C. R.*, LXIX, 51 ; 1869.

Ces nombres, mesurés avec le calorimètre à mercure, c'est-à-dire avec une unité calorimétrique trop forte, sont probablement trop élevés. Après correction convenable, le premier deviendrait voisin de — $2^{Cal},4$ et le second de — $1^{Cal},2$.

Chaleur de dissolution :


As^2O^3 opaque + eau = As^2O^3 dissous . . . . — $7^{Cal},55$

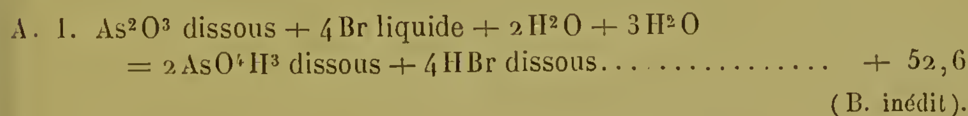
C'est la différence entre la chaleur dégagée par la réaction de la soude étendue sur le corps anhydre et sur sa dissolution aqueuse.

Th. U., II, 234.

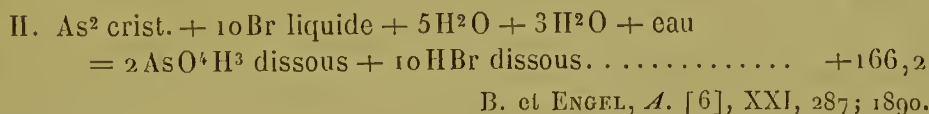
Chaleur de formation :


As^2 crist. + O^3 = As^2O^3 opaque . . . . +$156^{Cal},4$; dissous . . . +$148^{Cal},9$

Réactions mesurées :


A. I. As^2O^3 dissous + 4 Br liquide + $2H^2O$ + $3H^2O$
= $2AsO^4H^3$ dissous + 4 HBr dissous . . . . + 52,6

(B. inédit).


II. As^2 crist. + 10 Br liquide + $5H^2O$ + $3H^2O$ + eau
= $2AsO^4H^3$ dissous + 10 HBr dissous . . . . +166,2

B. et ENGEL, *A.* [6], XXI, 287 ; 1890.


III. $H^2 + O = H^2O$ . . . . + 69


IV. H + Br liquide + eau = HBr dissous . . . . + 28,6

D'où l'on tire :

	Cal
$As + O^4 + H^3 +$ eau $= AsO^4H^3$ diss. (supposé)	+216,2
As^2O^3 dissous $+ O^2 + 3H^2O = 2AsO^4H$ dissous	+ 76,2
$As^2 + O^3 +$ eau $= As^2O^3$ dissous	+149,0
B. I. As crist. $+ Cl^3 = AsCl^3$	+ 71,5
II. $2AsCl^3 + 3H^2O +$ eau $= As^2O^3$ diss. $+ 6HCl$ diss.	+ 35,2
Th. U., II, 327.	
III. $H + Cl +$ eau $= HCl$ dissous	+ 39,4

D'où l'on tire :

$As^2 + O^3 +$ eau $= As^2O^3$ dissous	+148,8

Moyenne des deux nombres : +148,9.

Neutralisation :

	Cal	Cal
$(As^2O^3 + 400H^2O) + (NaOH + 100H^2O)$...	+ 7,3	+ 7,3
$+ 2NaOH$ diss.	+13,8 ou +6,9 × 2	
2e NaOH diss...		+ 6,5
$+ 4NaOH$ diss.	+15,1	
3e et 4e NaOH ens.		+ 1,3
$+ 6NaOH$ diss	+15,6	
5e et 6e NaOH ens.		+ 0,5
$+ NaOH$ diss. + excès d'acide		+ 7,3

Th. U., I, 200.

Acide bibasique faible, formant des sels bibasiques, dissociés avec formation de base libre, dans leurs dissolutions.

La chaleur dégagée ici est la somme de plusieurs effets, les dissolutions de l'acide arsénieux renfermant en réalité un anhydride.

On ignore s'il y a dans de telles liqueurs quelque dose d'acide normal, $As^2O^4H^2$, en même temps que l'anhydride, AsO^3 ; le fait même de l'existence d'un tel acide normal n'étant pas établi.

2. Acide arsénique.

Anhydride : $As^2O^5 = 230$, solide.

Acide normal : $AsO^4H^3 = 142$, cristallisé.

Chaleur de dissolution :

Acide normal : AsO^4H^3 crist. + eau	$-0^{Cal},40$
Anhydride : As^2O^5 pur $+ 3H^2O +$ eau $= 2AsO^4H^3$ diss.	$+6^{Cal},00$

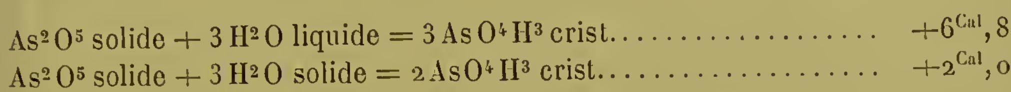
Réaction mesurée. — Différence entre la chaleur dégagée par la

réaction de la soude sur le corps anhydre et sur le corps dissous dans l'eau.

Th. U., II, 232.

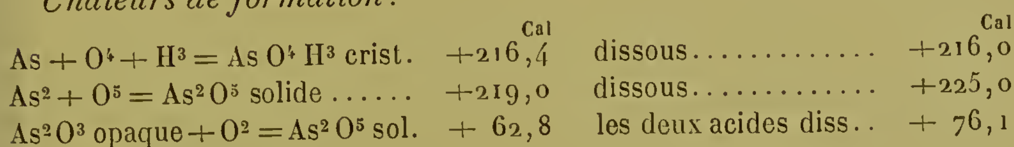
Il y a lieu ici à des observations et à des réserves, analogues à celles relatives à la dissolution de P^2O^5 (p. 113), et à la multiplicité de ses hydrates (acides méta, pyro, orthophosphorique).

Quoi qu'il en soit, on déduit des chiffres précédents, réputés applicables à un état unique de l'anhydride, ainsi qu'à la formation immédiate de l'acide normal :



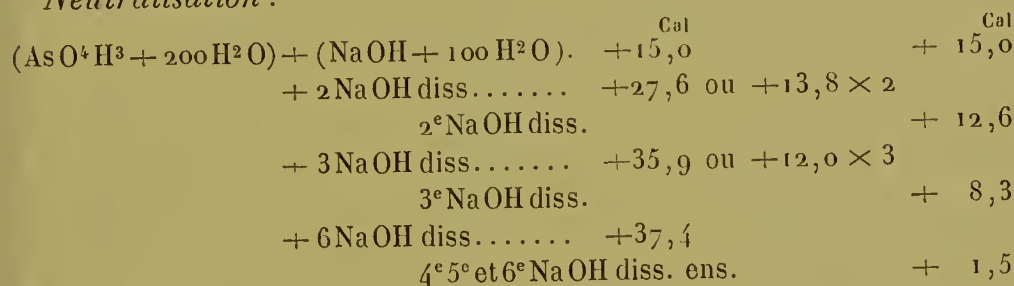
As^2O^5 solide + 3 H^2O liquide = 3 AsO^4H^3 crist.	+6^Cal^,8
As^2O^5 solide + 3 H^2O solide = 2 AsO^4H^3 crist.	+2^Cal^,0

Chaleurs de formation :



	Cal		Cal
As + O^4 + H^3 = As O^4H^3 crist.	+216,4	dissous	+216,0
As^2 + O^5 = As^2O^5 solide	+219,0	dissous	+225,0
As^2O^3 opaque + O^2 = As^2O^5 sol.	+ 62,8	les deux acides diss. .	+ 76,1

Neutralisation :



	Cal	Cal
(AsO^4H^3 + 200 H^2O) + (NaOH + 100 H^2O).	+15,0	+ 15,0
+ 2 NaOH diss.......	+27,6 ou +13,8 × 2	
2e NaOH diss.		+ 12,6
+ 3 NaOH diss.......	+35,9 ou +12,0 × 3	
3e NaOH diss.		+ 8,3
+ 6 NaOH diss.......	+37,4	
4e 5e et 6e NaOH diss. ens.		+ 1,5

Th. U., I, 196.

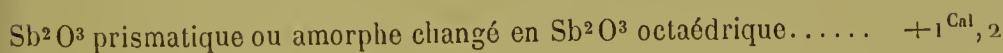
Acide à constitution complexe et dont les trois basicités sont dissemblables, comme l'acide phosphorique. Les chaleurs de neutralisation sont à peu près les mêmes.

On n'a pas recherché l'existence des acides comparables aux acides pyro et métaphosphorique.

Quatrième section. — OXYDES DE L'ANTIMOINE.

Acide antimonieux.

Anhydride : Sb^2O^3 = 292 ... solide.
Acide normal : Inconnu.
États isomériques :



Sb^2O^3 prismatique ou amorphe changé en Sb^2O^3 octaédrique...... +1^Cal^,2

Réaction mesurée. — Dissolution comparée des deux états dans un excès d'acide fluorhydrique.

Ce qui dégage :

	Cal
Oxyde prismatique..	+ 19,0
Oxyde amorphe..	+ 19,0
Oxyde octaédrique..	+ 20,2

GUNTZ, *A.* [6], III, 53; 1884.

Chaleur de formation :

$Sb^2 + O^3 = Sb^2O^3$ prismatique .... $+166^{Cal},9$

Th. U., II, 329.

Réactions mesurées :

I. $Sb + Cl^3 = SbCl^3$ crist. .... + 91,4

Réaction directe.

II. Sb^2O^3 prism. + 3 HCl étendu, et $SbCl^3$ crist., dissous comparativement dans une solution étendue d'acide fluorhydrique.

II *bis.* Même opération dans une solution concentrée d'acide chlorhydrique.

GUNTZ.

III. H + Cl = HCl gaz..	+ 22,0
dissous..	+ 39,4
IV. $H^2 + O = H^2O$ liq..	+ 69

d'où l'on déduit :

Sb^2O^3 prismatique + 6 HCl gaz = $2 SbCl^3$ crist. + $3 H^2O$ liquide. $+ 90^{Cal},9$

GUNTZ, *A.* [6], III, 56; 1884.

Acide antimonique.

Anhydride : $Sb^2O^5 = 324$ ... solide.

Hydrates :

Il existe plusieurs hydrates de cet acide, dont la correspondance avec les divers acides phosphoriques est incertaine. La décomposition du perchlorure d'antimoine par l'eau fournit un hydrate, $Sb^2O^5.4H^2O$, insoluble.

Chaleur de formation :

$Sb^2 + O^5 + 4H^2O = Sb^2O^5, 4H^2O$ .... $+231^{Cal},2$

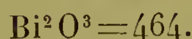
Th. U., II, 242-330.

Réactions mesurées :

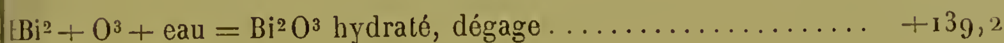
		Cal
I.	$2\,SbCl^5 + 5\,H^2O + H^2O = Sb^2O^5$ hydraté $+ 10\,HCl$ dissous...	+ 70,4
II.	$Sb + Cl^3 = SbCl^3$	+ 91,4
III.	$SbCl^3 + Cl^2 = SbCl^5$	+ 13,5
	D'où : $Sb + Cl^5 = SbCl^5$	+104,9
IV.	$H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
V.	$H + Cl +$ eau $= HCl$ dissous	+ 39,4

Cinquième section. — OXYDES DU BISMUTH.

Oxyde.



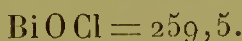
$Bi^2O^3 = 464$.



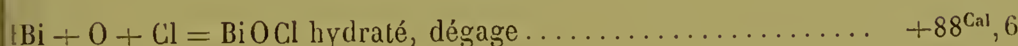
$Bi^2 + O^3 +$ eau $= Bi^2O^3$ hydraté, dégage .... $+139,2$

On y joindra les deux valeurs suivantes :

Oxychlorure.



$BiOCl = 259,5$.



$Bi + O + Cl = BiOCl$ hydraté, dégage .... $+88^{Cal},6$

Chlorure.



$BiCl^3 = 314,5$.



$Bi + Cl^3 = BiCl^3$ solide, dégage .... $+90^{Cal},6$

Réactions mesurées. — La formation du chlorure a été mesurée directement.

Th. U., II, 243-336.

Les deux autres nombres sont déduits de l'action de l'eau sur le chlorure, formant BiOCl insoluble, soit : $+7^{Cal},8$;

Et de l'action de Bi^2O^3 hydraté sur une dissolution d'acide chlorhydrique, action supposée susceptible de former le même composé : $+14^{Cal},2$.

Mais le caractère bien défini de ces réactions comporte quelque doute.

Sixième section. — OXYDES DU BORE.

Acide borique.

Anhydride : $B^2O^3 = 70$ ... solide.

Acide normal. — L'acide $B^2O^4H^2$ n'a pas été isolé, mais seulement un hydrate, $B^2O^6H^6 = B^2O^3.3H^2O$, ayant pour poids moléculaire le nombre 124.

Cet acide semble répondre à l'état qui subsiste dans les dissolutions aqueuses.

Chaleur de formation :

B^2 amorphe $+ O^3 = B^2O^3$ solide........	$+272^{Cal},6$	dissous..	$+279^{Cal},9$
$B^2O^3 + 3H^2O$ liquide $= B^2O^6H^6$ crist...	$+16,8$		
$B^2O^3 + 3H^2O$ solide..................	$+12,9$		

Réactions mesurées :

I. B amorphe $+ Cl^3$ gaz $= BCl^3$ gaz .... $+89^{Cal},1$ environ

Troost et Hautefeuille (*Annales*, 5e série, t. IX, p. 77; 1876) ont donné la valeur $+104^{Cal},0$, calculée au moyen des données observées directement. Mais ces données ont été obtenues avec le calorimètre à mercure, dont les unités paraissent devoir être réduites d'un septième environ (chiffre calculé d'après l'écart des chaleurs de neutralisation de la potasse et de la soude par l'acide chlorhydrique, ou déterminé par F. et S., ainsi que d'après le nombre donné pour la réaction du chlorure de silicium par l'eau, et diverses autres comparaisons). On a fait ici cette réduction :

II. $2BCl^3$ gaz $+ 3H^2O +$ eau $= B^2O^3$ dissous $+ 6HCl$ dissous.. $+140^{Cal},6$
B., *A.* [5], XV, 215; 1878.

III. $H^2 + O = H^2O$ .... $+69,0$

IV. $H + Cl +$ eau $= HCl$ dissous .... $+39,4$

Dissolution :

Anhydride :

$B^2O^3 +$ eau .... $+7^{Cal},3$

Réaction mesurée. — Différence entre la réaction de l'acide anhydre (+27,5) et celle de l'acide dissous (+20,2), sur une même quantité de soude, 2NaOH, également diluée, à la même température. L'action de l'alcali atteint immédiatement sa limite; ce qui

paraît écarter l'hypothèse des états d'hydratation successifs, analogues à ceux de l'anhydride phosphorique.

B., *A.* [5], XVII, 132; 1879.

Hydrate :



$B^2O^6H^6$ ou $B^2O^3,3H^2O + 400\,H^2O$.......... $-9^{Cal},6$

B., *A.* [5], XVII, 132; 1879.

Neutralisation.

B., *A.* [4], XXIX, 464; 1873.

Sel monobasique :

			Cal
$(B^2O^3 + 220\,H^2O) + (NaOH + 110\,H^2O)$		....	$+11,56$
Formé en présence de	$220\,H^2O$ seulement	....	$+11,75$
»	$330\,H^2O$ »	....	$+11,56$
»	$440\,H^2O$ »	....	$+11,13$
»	$1320\,H^2O$ »	....	$+10,91$

Ce sel éprouve une décomposition progressive par la dilution.

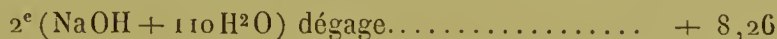
Il répondrait à un sel B^2O^4NaH, dont le borax déshydraté, $B^4O^7Na^2$, serait l'anhydride (sel pyrogéné).

Sel bibasique :



$(B^2O^3 + 220\,H^2O) + 2(NaOH + 220\,H^2O)$...... $+19,82$

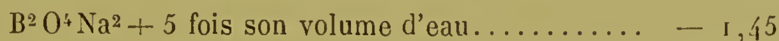
c'est-à-dire que le deuxième équivalent d'alcali



$2^e\,(NaOH + 110\,H^2O)$ dégage.................. $+\ 8,26$

Un excès de soude produit seulement un effet négligeable.

Dilution de la solution précédente de :



$B^2O^4Na^2 + 5$ fois son volume d'eau............ $-\ 1,45$

La décomposition du sel bibasique par dilution est plus marquée que celle du sel monobasique. C'est là un caractère des sels formés par les acides faibles.

Sels acides :

$2\,B^2O^3$ dissous + NaOH dissoute...............	$+12,9$
$3\,B^2O^3$ dissous + NaOH dissoute...............	$+13,6$

Ainsi, un excès d'acide augmente la chaleur dégagée; mais l'effet est restreint par l'action dissociante que l'eau, qui tenait cet acide en dissolution, exerce sur le sel de nouvelle formation.

Le caractère véritable de l'acide borique est difficile à définir. Les quantités de chaleur dégagées par l'action progressive de la soude le rapprochent des acides bibasiques; l'influence de la dilution montre que c'est un acide faible, à sels dissociables par l'action de l'eau. En somme, la fonction semble complexe.



CHAPITRE IV.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — ACIDE SILICIQUE.

Anhydride : $SiO^2 = 60$; états multiples, cristallisés et amorphes.

Acide normal : inconnu. Il existe des hydrates nombreux, plus ou moins bien définis, de nature colloïdale.

Chaleur de formation :

Si amorphe + O^2 = SiO^2 (hydraté)... $+184^{Cal},5$ Si crist... $+179^{Cal},6$

La silice hydratée existe sous plusieurs états, et il est probable que ces hydrates se changent en quartz avec dégagement de chaleur. Leur étude devra être reprise, avec le concours d'un dissolvant capable de les ramener à un état final identique, tel que l'acide fluorhydrique.

Réactions mesurées :

		Cal	
I.	Si amorphe + Cl^4 = $SiCl^4$	+135,1	environ.
	Si cristallisé	+128,2	

Troost et Hautefeuille ont trouvé directement, avec le calorimètre à mercure : +157,6. Mais, en acceptant les résultats de leur expérience, on a cru devoir retrancher ici les $\frac{3}{20}$ des indications obtenues avec cet instrument, en raison de la différence des unités adoptées par les auteurs (*voir* acide borique, p. 122).

		Cal
II.	$SiCl^4 + 2H^2O$ + eau = SiO^2 hydratée + $4HCl$ étendu......	+69,0
III.	$H^2 + O = H^2O$	+69,0
IV.	H + Cl + eau = HCl étendu	+39,4

B., *A.* [5], XV, 213; 1878.

Neutralisation :

Les expériences ont été faites par la méthode inverse, je veux dire avec une solution de silicate de soude, décomposée par l'acide chlorhydrique étendu; cet acide étant employé en dose équivalente

à la soude, et l'acide silicique étant séparé à l'état gélatineux. Ce procédé est indirect et il laisse à désirer au point de vue de la définition exacte de l'état final de l'acide silicique précipité. Voici les nombres calculés ainsi, par différence :

Th. U., I, 211 ; II, 413.

	Cal
SiO^2 gélatineux + $\frac{1}{3}$ NaOH étendue........................	+2,65
SiO^2 gélatineux + $\frac{2}{3}$ NaOH étendue........................	+3,55
SiO^2 gélatineux + 1 NaOH étendue........................	+4,3
SiO^2 gélatineux + 2 NaOH étendue........................	+5,2
SiO^2 gélatineux + 4 NaOH étendue........................	+5,4

Ces nombres varient notablement avec la proportion de l'eau; la dilution du silicate de soude étant accompagnée par une absorption de chaleur considérable, c'est-à-dire par une dissociation. Ils ne permettent de préciser ni le point de neutralisation, ni le caractère véritable de l'acide silicique. On ne peut dès lors rien en conclure pour les problèmes minéralogiques, relatifs à la constitution des silicates terreux : leur étude devra être abordée soit par synthèse, soit au moyen de l'acide fluorhydrique, en assurant soigneusement l'identité de l'état final des systèmes.

On trouvera en effet plus loin la chaleur de formation du silicate de chaux et de quelques autres, au moyen du quartz.

Deuxième section. — OXYDES DE L'ÉTAIN.

Protoxyde : $SnO = 134,1$.



$Sn + O = SnO$ anhydre.. $+70^{Cal},7$

Bioxyde : $SnO^2 = 150,1$.



$Sn + O^2 = SnO^2$ anhydre.................. $+141^{Cal},3$ ou $+70,7 \times 2$

Réactions mesurées. — Oxydation directe de l'étain métallique et de son protoxyde par l'oxygène :

rès Dulong :	$Sn + O = SnO$ dégage..	+73,8	$Sn + O^2 = SnO^2$..	+145,4
rès Andrews :	»	+67,6	»	+137,2
	Moyenne.......	+70,7		+141,3

La décomposition du chlorure stanneux dissous, par la soude, et

celle du chlorure stannique, par l'eau, fourniraient (*voir* p. 155)



Pour $Sn + O = SnO$ hydraté................ $+ 67^{Cal},8$
Pour $Sn + O^2 = SnO^2$ dissous............... $+138^{Cal},7$

Mais ces derniers chiffres sont déduits de réactions incertaines, la constitution des corps auxquels elle donne naissance étant mal définie. En effet, il n'est pas prouvé que la soude précipite de l'oxyde stanneux pur, en agissant sur la solution du chlorure stanneux.

Quant à l'acide stannique, on admet en général deux états isomériques de l'acide stannique hydraté : l'acide ordinaire et l'acide métastannique. Le premier existe tant à l'état dissous, ou colloïdal, qu'à l'état solide et coagulé. Il se change dans le second, sous l'influence du temps, ou de la chaleur.

Chacun de ces deux corps offre, en outre, divers états d'hydratation qui paraissent répondre à des degrés plus ou moins avancés de polymérisation. Ces états se distinguent, entre autres caractères, par la quantité de chaleur dégagée dans leur réaction sur la potasse. Leur calcination produit le bioxyde d'étain anhydre.

Entrons dans le détail des mesures thermiques. Soit, par exemple, la dissolution récente du bichlorure d'étain dans l'eau. Elle peut être envisagée comme formée d'acide chlorhydrique étendu et d'*acide stannique soluble* (ou *pseudosoluble*) :



$$SnCl^4 + 2H^2O + \text{eau} = SnO^2 \text{ dissous} + 4HCl \text{ étendu.}$$

Cette dissolution, traitée par $4KOH$ ou $4NaOH$ étendue, dégage $+51^{Cal},8$, c'est-à-dire 3^{Cal} de moins que l'acide chlorhydrique pur $(+54,8)$. Une semblable différence indique, soit un certain partage de la base entre l'acide chlorhydrique et l'acide stannique, soit, et plutôt, l'existence d'un oxychlorure stannique dans la liqueur.

Or, si l'on traite la même solution acide, à l'instant où elle vient d'être préparée, par $8KOH$ étendue, de façon à mettre l'acide stannique réputé libre en présence d'un excès convenable d'alcali, il se dégage $+83^{Cal},9$. D'après ces nombres, on aurait, pour la réaction de l'acide stannique SnO^2 dissous, sur $4KOH$ dissoute : $+83,9 - 54,8 = +29^{Cal},1$; chiffre observable seulement au moment même qui suit la première opération.

Mais cette quantité de chaleur diminue, quand la liqueur a été conservée avant d'être soumise à l'action de la potasse, pendant un

certain nombre de jours; ou bien encore, lorsqu'elle a été chauffée à 150° (ce qui d'ailleurs précipite partiellement l'acide stannique).

Enfin, l'acide colloïdal peut être précipité de la liqueur aqueuse par le sulfate de soude, puis, isolé et lavé à froid; dans ces conditions, il ne dégage plus que 8^{Cal} sous l'influence de la potasse en excès, c'est-à-dire avec 4KOH dissoute.

S'il a été chauffé à 100°, il dégage seulement 4^{Cal} (dissolution incomplète?) : il s'est ainsi rapproché de l'état de l'acide métastannique.

L'*acide métastannique* peut être obtenu en oxydant l'étain par l'acide azotique, ou bien en transformant l'acide stannique précédent par la chaleur. C'est un hydrate. Il dégage, en présence de la potasse, des quantités de chaleur d'autant moindres qu'il a été chauffé à une température plus élevée. Cet échauffement le déshydrate progressivement et finalement le ramène à l'état anhydre, SnO^2.

Après calcination de ce dernier corps, la potasse développe seulement 1^{Cal}; c'est-à-dire qu'il n'y a pour ainsi dire plus de réaction *immédiate,* ni de dissolution notable. Mais on ne saurait tirer de ces données aucune valeur calorimétrique absolue, l'identité de l'état final des divers systèmes n'ayant pas été observée.

Léo Vignon, *C. R.*, CVIII, 1049; 1889.

Troisième section. — THORIUM.

Thorium.

Poids atomique : 232. Métal quadrivalent.
Poids moléculaire : 464.
Chaleur spécifique : 12,8.

Nilson, *C. R.,* XCVI, 346, 1883.

Quatrième section. — OXYDES DU CARBONE.

1. Oxyde de carbone.

$CO = 28$... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire à pression constante, jusque vers 200° : 6,8 (R. Wie).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant, vers 200° : 4,8.

Aux températures plus élevées, la chaleur spécifique moléculaire de l'oxyde de carbone demeure la même que celle de l'azote jusque vers 4500°, et elle éprouve les mêmes variations (p. 39 et 40).

Dès lors, la *chaleur spécifique moyenne à volume constant* à haute température de l'oxyde de carbone est exprimée par la formule : $4,8 + 0,0016\,(t - 1600)$.

La *chaleur spécifique élémentaire à volume constant* sera dès lors : $4,8 + 0,0032\,(t - 1600)$.

Température d'ébullition : —190° (Nadejdine).

Chaleur de formation :

C diamant + O = CO .... $+26^{Cal},1$

B., *A.* [5] : XIII, 13, 1878; combustion ordinaire.
» XX, 260, 1880; bombe calorimétrique.
» XXIII, 177, 1881.

Réactions mesurées :

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 554; 1893.

I. $CO + O = CO^2$ .... +68,2
II. C diamant $+ O^2 = CO^2$ .... +94,3

Hydrate stable :

L'acide formique résulte de l'hydratation de l'oxyde de carbone, sous l'influence des alcalis (B.) :

CO gaz $+ H^2O$ liquide $= CH^2O^2$ liquide... $+6^{Cal},4$ dissous.. +6,5

2. Acide carbonique.

$CO^2 = 44$... gaz.

Anhydride : CO^2.

Acide normal : CH^2O^3, inconnu. Les dissolutions renferment de l'anhydride.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à pression constante, entre 0° et 200° : $8,4 + 0,0106\,t$ (R. Wic).

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume constant, entre 0° et 200° : $6,4 + 0,0106\,t$.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume constant, aux hautes températures, jusque vers 4500° :

$$19,1 + 0,0015\,(t - 2000).$$

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, à volume constant,

aux hautes températures, jusque vers 4500° :

$$19,1 + 0,0030\,(t - 2000).$$

Vers 4000° : 25,1.

B. et V., *A.* [6], IV, 81; 1885.

Température d'ébullition : —78°,2 (R.).

Chaleur de vaporisation moléculaire, à 0° : 2Cal,47 ; à 15°,6 : 1Cal,77.

Mathias, *A.* [6], XXI, 130; 1890.

Chaleur de formation :

	Cal		Cal
C diamant + $O^2 = CO^2$ gaz...	+94,31	CO^2 dissous..	+ 99,91
C graphite..................	+94,81	» ..	+100,41
C amorphe..................	+97,65	» ..	+103,25

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 80; 1889.

Chaleur de dissolution, dans l'eau : +5Cal,60.

B., *A.* [4], XXIX, 470; 1873.

Formation de l'acide carbonique par l'oxyde de carbone :

	Cal
Température ordinaire............................	+ 68,3
Vers 3000°..	+ 37,0
Vers 4500°..	+ 28,0

Ces valeurs comprennent le travail de dissociation.

La dissociation vers 3000° absorbe une quantité de chaleur inférieure à 7Cal,5. Vers 4500°, elle absorbe une quantité de chaleur inférieure à 18Cal,0.

B. et V.

Hydrate instable :

CO^2 gaz + $6H^2O$ liq. = combinaison crist. dégageant... + 15Cal,0

Villard, *C. R.*, CXIX, 369; 1894.

Soit pour H^2O solide, à 0°............................ + 6Cal,4

Cet hydrate se détruit, dès que la pression diminue.

Neutralisation :

CO^2 dissous + (NaOH + $110H^2O$).........	+11,10	+ 20,5
+ 2e(NaOH + $110H^2O$)........	+ 9,40	

Un excès de NaOH dissoute dégage encore un peu de chaleur.

B., *A.* [4], XXIX, 470; 1873.

Voir aussi l'article : *Ammoniaque* (*carbonates*).

Constitution des carbonates. — Les bicarbonates sont les vrais sels neutres, les carbonates bibasiques étant dissociés par l'eau, pour une portion notable, en base libre et bicarbonates.

B., *A.* [4], XXIX, 489, et XXX, 504; 1873.

La chaleur de neutralisation de l'acide carbonique comprend la somme de deux effets, attendu qu'elle est mesurée à partir de l'anhydride. Si l'on admet que les bicarbonates sont comparables aux sels des acides organiques homologues, $C^nH^{2n}O^3$, tels que les lactates, la chaleur de formation de l'acide normal, depuis l'anhydride dissous, devrait être négative. En effet, on a pour la chaleur de neutralisation de l'acide lactique et de ses homologues par la soude, en liqueurs étendues, une valeur voisine de $+13^{Cal},4$.

Mais on a trouvé :



CO^2 dissous + NaOH dissoute = $CHNaO^3$ dissous...... + 11,1

Dès lors, la chaleur d'hydratation, répondant à la transformation de l'anhydride dissous en acide normal, devrait être

$$+11,1 - 13,4 = -2^{Cal},3.$$

Ce chiffre négatif fait concevoir le défaut de stabilité de l'acide normal.

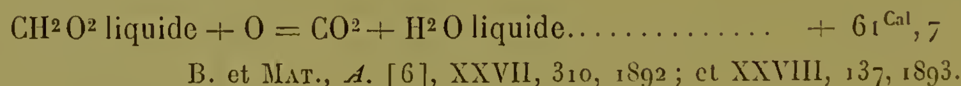
3. Acide formique.

$CH^2O^2 = 46$... monobasique.

	Cal
C diamant + H^2 + O^2 = CH^2O^2 crist..................	+104,0
» liq..........................	+101,5
» diss.........................	+101,6
Acide gazeux (mélange de CH^2O^2 et $C^2H^4O^4$), vers 100°..	+ 96,7
Acide gazeux (CH^2O^2 seul), vers 200°..................	+ 91,9

Le changement de $C^2H^4O^4$ gaz, en $2CH^2O^2$ gaz, absorberait environ $-14^{Cal},4$. (*Voir* plus loin l'acide acétique; *voir* aussi ce Volume, p. 106.)

Réaction mesurée :



CH^2O^2 liquide + O = CO^2 + H^2O liquide.............. + $61^{Cal},7$

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 310, 1892; et XXVIII, 137, 1893.

Neutralisation :

CH^2O^2 dissous + KOH dissoute.......................	+ 13,3
CH^2O^2 dissous + NaOH dissoute......................	+ 13,4

B., *A.* [5], VI, 325; 1875.

Les formiates alcalins sont stables en présence de l'eau.

Ces chiffres varient un peu, sous l'influence d'un excès d'acide

ou de base. Ainsi, le formiate de soude dissous, $CHNaO^2$, dégage :

Avec $\frac{1}{6}$ NaOH étendue..................................	+ 0,55
Avec $\frac{1}{6}$ CH^2O^2 étendu..................................	+ 0,78

B., *A*. [5], VI, 335, 338, 340 ; 1875.

Pour l'étude détaillée de l'acide formique, *voir* le Livre III : Chimie organique.

4. Acide acétique.

$C^2H^4O^2 = 60$... monobasique.

	Cal
C diamant + H^4 + O^2 = $C^2H^4O^2$ crist....................	+119,7
» liq....................	+117,2
» diss....................	+117,6
Acide gazeux (mélange de $C^2H^4O^2$ et $C^4H^8O^4$), vers 120°..	+112,1
Acide gazeux ($C^2H^4O^2$ seul), vers 250°..................	+107,3

On sait que l'acide acétique gazeux n'acquiert sa densité normale qu'au voisinage de 200°. Pour la constitution de l'acide gazeux, à diverses températures, *voir* les mesures des chaleurs spécifiques de l'acide acétique gazeux, à diverses températures, par B. et Og., *A*. [5], XXX, 400 ; 1883.

D'après ces mesures, le changement de $C^4H^8O^4$ gaz en $2C^2H^4O^2$ gaz absorbe sensiblement $-14^{Cal},4$.

Réaction mesurée :

$C^2H^4O^2$ liquide + O^4 = $2CO^2$ + $2H^2O$ liquide...........	+209,4

B. et Mat., *A*. [6], XXVII, 310 ; 1892.

Neutralisation :

$C^2H^4O^2$ dissous + KOH dissoute........................	+ 13,3
$C^2H^4O^2$ dissous + NaOH dissoute........................	+ 13,3

B., *A*. [5], VI, 327, 335, 338, 340 ; 1875.

Ce chiffre varie un peu, sous l'influence d'un excès de base ou d'acide. Par exemple, l'acétate de soude dissous, $C^2H^3NaO^2$, dégage encore :

Avec $\frac{1}{6}$ NaOH étendue..................................	+ 0,07
Avec $\frac{1}{6}$ $C^2H^4O^2$ étendu..................................	+ 0,24

B., *A*. [5], VI, 340 ; 1875.

L'union de l'acide acétique et des bases, avec formation de sels

solubles, dégage, en général, à peu près les mêmes quantités de chaleur que l'union de l'acide formique avec les mêmes bases. Ces valeurs sont très voisines de celles que fournissent les acides chlorhydrique et azotique, mais un peu plus faibles.

En outre, l'action dissociante de l'eau est plus sensible pour les acétates métalliques, que pour les chlorures et azotates de même métal, et même que pour les formiates. Déjà, les acétates alcalins solubles éprouvent une légère dissociation sous l'influence de l'eau; avec les acétates métalliques, la dissociation est bien plus marquée.

Pour l'étude détaillée de l'acide acétique, *voir* le Livre III : CHIMIE ORGANIQUE.

5. Acide oxalique.

$C^2H^2O^4 = 90$... bibasique.

C^2 diamant $+ H^2 + O^4 = C^2H^2O^4$ crist. $+197^{Cal},6$ dissous. $+193^{Cal},3$

B. *A.* [5], V, 303; 1875.

Réactions mesurées :

$C^2H^2O^4$ diss. $+ Cl^2$ gaz $= 2HCl$ diss. $+ 2C^2O^4$ diss. . . . . $+ 83,3$

Neutralisation :

$C^2H^2O^4$ dissous $+ 2NaOH$ dissoute . . . . $+ 28,6$
$C^2H^2O^4$ dissous $+ NaOH$ dissoute . . . . $+ 13,8$

Donc la 2[e] $NaOH$ dissoute dégage . . . . $+ 14,7$

c'est-à-dire un peu plus de chaleur que la première molécule; résultat analogue à celui qui s'observe avec les sulfates (*voir* ce Volume, p. 93).

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

Un excès de base est sans influence sur les équilibres entre l'acide oxalique et la soude, suivant les proportions relatives d'acide, de base et de sel neutre.

B., *A.* [4], XXX, 435; 1873.

L'acide oxalique, en formant des sels solubles, dégage des quantités de chaleurs voisines de celles de l'acide chlorhydrique, avec les mêmes bases, mais un peu plus fortes. Les oxalates bibasiques solubles sont stables en présence de l'eau.

Pour les autres acides carbonés, *voir* le Livre III : CHIMIE ORGANIQUE.

6. Oxydes graphitiques (solides).

I. OXYDE DU GRAPHITE CRISTALLISÉ DE LA FONTE.

$C^{28}H^{8}O^{12}$ ou $C^{28}O^{8}.4H^{2}O$ (rapports empiriques).

Chaleur de formation :



C^{28} graphite $+ H^{8} + O^{12} = C^{28}H^{8}O^{12}$ .... $+412^{Cal},7$

Réaction mesurée :



$C^{28}H^{8}O^{12} + 48O = 28CO^{2} + 4H^{2}O$....... $+2527^{Cal},7$ à pression constante.

B. et PET., *A.* [6], XX, 46; 1890.

OXYDE PYROGRAPHITIQUE CORRESPONDANT :

$C^{46}H^{6}O^{5}$ ou $C^{46}O^{2}.3H^{2}O$ (rapports empiriques).

Chaleur de formation :



C^{46} graphite $+ H^{6} + O^{5} = C^{46}H^{6}O^{5}$ .... $+ 89^{Cal},0$

Réaction mesurée :



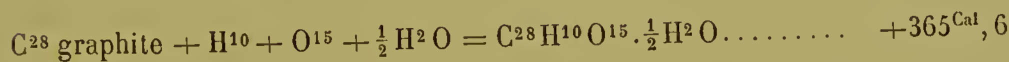
$C^{46}H^{6}O^{5} + 90O = 46CO^{2} + 3H^{2}O$....... $+4478^{Cal},8$ à pression constante.

B. et P.

II. OXYDE DU GRAPHITE AMORPHE (PLOMBAGINE).

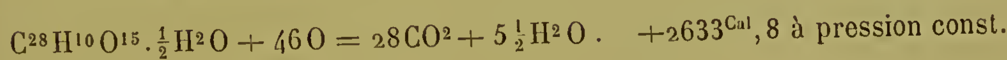
$C^{28}H^{10}O^{15}.\frac{1}{2}H^{2}O$ ou $C^{28}O^{10}.5\frac{1}{2}H^{2}O$ (relation empirique).

Chaleur de formation :



C^{28} graphite $+ H^{10} + O^{15} + \frac{1}{2}H^{2}O = C^{28}H^{10}O^{15}.\frac{1}{2}H^{2}O$......... $+365^{Cal},6$

Réaction mesurée :



$C^{28}H^{10}O^{15}.\frac{1}{2}H^{2}O + 46O = 28CO^{2} + 5\frac{1}{2}H^{2}O$. $+2633^{Cal},8$ à pression const.

OXYDE PYROGRAPHITIQUE CORRESPONDANT :

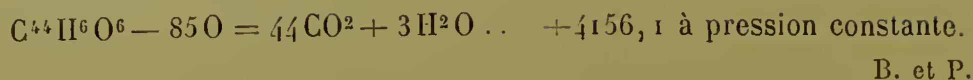
$C^{44}H^{6}O^{6}$ ou $C^{44}O^{3}.3H^{2}O$ (rapports empiriques).

Chaleur de formation :



C^{44} graphite $+ H^{6} + O^{6} = C^{44}H^{6}O^{6}$ .... $+222^{Cal},1$

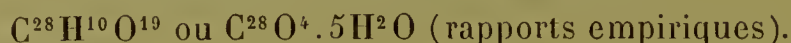
Réaction mesurée :



$C^{44}H^{6}O^{6} - 85O = 44CO^{2} + 3H^{2}O$ .. $+4156,1$ à pression constante.

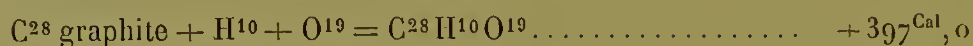
B. et P.

III. Oxyde du graphite électrique.



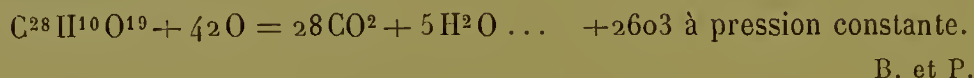
$C^{28}H^{10}O^{19}$ ou $C^{28}O^{4}.5H^{2}O$ (rapports empiriques).

Chaleur de formation :



C^{28} graphite $+ H^{10} + O^{19} = C^{28}H^{10}O^{19}$ .... $+397^{Cal},0$

Réaction mesurée :



$C^{28}H^{10}O^{19} + 42O = 28CO^{2} + 5H^{2}O$ ... $+2603$ à pression constante.

B. et P.

Pour un même poids de carbone, tel qu'un atome $C = 12$, les chaleurs de formation des trois oxydes graphitiques par les éléments sont respectivement : $+13^{Cal},9$, $+12^{Cal},5$ et $+13^{Cal},7$; c'est-à-dire voisines.

Les chaleurs de formation des deux oxydes pyrographitiques examinés, rapportées de même à un atome (12^{gr}) de carbone, sont respectivement : $+4^{Cal},5$ et $+1^{Cal},4$.

TROISIÈME DIVISION.

COMPOSÉS FORMÉS PAR LES ÉLÉMENTS HALOGÈNES.

Les combinaisons que forment le chlore, le brome, l'iode, le fluor, en s'unissant avec l'hydrogène et avec l'oxygène, ont été examinées dans les divisions précédentes. Celle-ci sera consacrée aux combinaisons formées avec les autres éléments.

CHAPITRE I.

ÉLÉMENTS MONOVALENTS ET CORPS HALOGÈNES.

Chlorure de brome.

$BrCl = 115,5$...liquide.

Chaleur de formation :

Br gazeux + Cl gazeux = BrCl liquide	....	$+4^{Cal},4$
Br liquide » »	....	$+0^{Cal},7$

B. *A.* [5], XXI, 375 ; 1880.

Le composé est en partie dissocié.

Chlorures d'iode.

1. Protochlorure.

$ICl = 162,5$...cristallisé.

Fond à $+24^{\circ}$ et bout à $+101^{\circ}$.

Chaleur de formation :

I solide + Cl gaz = ICl cristallisé.............	$+6^{Cal},8$
I gaz » »	$+13^{Cal},6$

B. *A.* [5], XXI, 373 ; 1880.

Réaction directe, opérée à équivalents égaux (par pesées).

2. Trichlorure.

$ICl^3 = 233,5$...cristallisé.

I solide + Cl^3 gaz = ICl^3 solide................	$+21^{Cal},5$
I gaz » »	$+28^{Cal},3$

Th. U., II, 307.

Réaction directe, faite en deux fois, et dans laquelle les rapports de poids des éléments intervenants n'ont pas été définis d'une façon irréprochable.

Bromure d'iode.

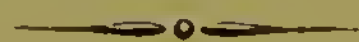
$BrI = 207$...solide.

Chaleur de formation :

	Cal
I solide + Br liquide = IBr solide...........	+ 2,5
I solide + Br solide.........................	+ 1,2
I gaz + Br gaz..........................	+13,0

Réaction directe.

B., *A.* [5], XXI, 374 ; 1880.

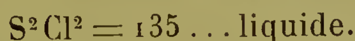


CHAPITRE II.

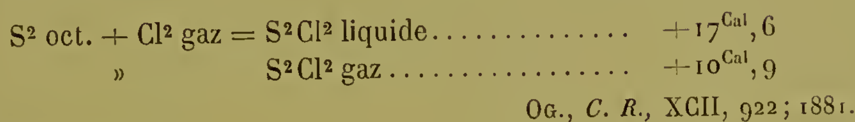
ÉLÉMENTS BIVALENTS ET CORPS HALOGÈNES.

Première section. — SOUFRE.

1. Chlorure de soufre.


$S^2Cl^2 = 135$ ... liquide.

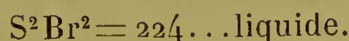
Point d'ébullition : $+138°$.
Chaleur de vaporisation moléculaire : $6^{Cal},66$.
Chaleur de formation :


S^2 oct. + Cl^2 gaz = S^2Cl^2 liquide .... $+17^{Cal},6$
» S^2Cl^2 gaz .... $+10^{Cal},9$

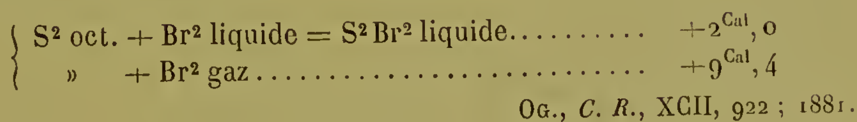
Og., *C. R.*, XCII, 922; 1881.

Réaction directe.

2. Bromure de soufre.


$S^2Br^2 = 224$ ... liquide.

Chaleur de formation :

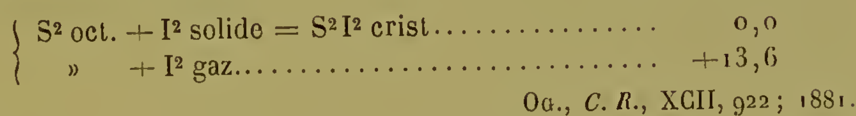

S^2 oct. + Br^2 liquide = S^2Br^2 liquide .... $+2^{Cal},0$
» + Br^2 gaz .... $+9^{Cal},4$

Og., *C. R.*, XCII, 922; 1881.

3. Iodure de soufre.


$S^2I^2 = 318$ ... cristallisé.

Chaleur de formation :


S^2 oct. + I^2 solide = S^2I^2 crist .... $0,0$
» + I^2 gaz .... $+13,6$

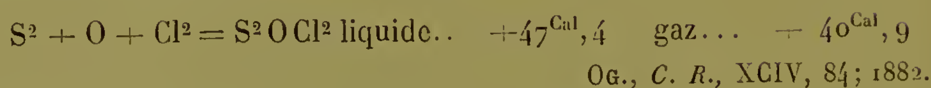
Og., *C. R.*, XCII, 922; 1881.

Oxychlorures de soufre.

1. Chlorure de thionyle.


$SOCl^2 = 119$... liquide.

Point d'ébullition : $+82°$.
Chaleur de vaporisation moléculaire : $6^{Cal},48$.
Chaleur de formation :


$S^2 + O + Cl^2 = S^2OCl^2$ liquide.. $+47^{Cal},4$ gaz... $+40^{Cal},9$

Og., *C. R.*, XCIV, 84; 1882.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$SOCl^2$ liq. $+ H^2O +$ eau $= SO^2$ dissous $+ 2HCl$ diss.	$+39,2$
II.	$H + Cl +$ eau $= HCl$ dissous	$+39,4$
III.	$H^2 + O = H^2O$ liquide	$+69,0$

2. Chlorure de sulfuryle.


$SO^2Cl^2 = 135$...liquide.

Point d'ébullition : $+77°$.
Chaleur de vaporisation moléculaire : $7^{Cal},06$.
Chaleur de formation :

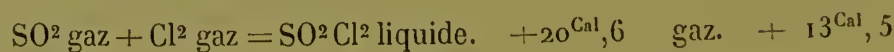

$S + O^2 + Cl^2 = SO^2Cl^2$ liquide... $+89^{Cal},9$ gaz.. $+82^{Cal},8$

Og., *C. R.*, XCIV, 83; 1882.

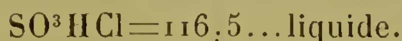
Réactions mesurées :

		Cal
I.	$SO^2Cl^2 + 4KOH$ étendue $= SO^4K^2$ dissous $+ 2KCl$ dissous $+ 2H^2O$.......	$+119,8$
II.	Chaleur de formation de l'acide chlorhydrique......	$+39,4$
III.	HCl étendu $+ KOH$ étendue	$+13,7$
IV.	$H^2 + O = H^2O$	$+69,0$
V.	SO^4H^2 étendu $+ 2KOH$ étendue	$+15,7 \times 2$

D'où


SO^2 gaz $+ Cl^2$ gaz $= SO^2Cl^2$ liquide. $+20^{Cal},6$ gaz. $+13^{Cal},5$

3. Chlorhydrate sulfurique.


$SO^3HCl = 116,5$... liquide.

Point d'ébullition : $+158°$.
Chaleur de vaporisation moléculaire : $12^{Cal},8$.
Chaleur de formation :

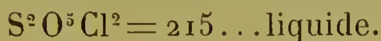
		Cal
$S + O^3 + H + Cl = SO^3HCl$ liquide		$+140,2$
» SO^3HCl gaz		$+127,4$
SO^3 solide $+ HCl$ gaz $= SO^3HCl$ liquide		$+14,35$
SO^3 gaz $+ HCl$ gaz $= SO^3HCl$ gaz...	$+13,35$ liquide..	$+26,2$

Og., *C. R.*, XCVI, 646; 1883.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	SO^3HCl liq. $+ H^2O +$ eau $= SO^4H^2$ étendu $+ HCl$ étendu.	$+40,3$
II.	Formation de SO^4H^2 étendu par les éléments	$+210,1$
III.	Formation de HCl étendu	$+39,4$
	SO^3 solide $+ HCl$ gaz. $= SO^3HCl$ (réaction indirecte)..	$+14,4$
I.	SO^3 solide $+ HCl$ gaz $= SO^3HCl$ liq., (réaction directe).	$+14,3$
II.	Formation de SO^3 solide par les éléments	$+34,4$
III.	Formation de HCl gaz	$+22,0$

4. Chlorure de pyrosulfuryle.


$S^2O^5Cl^2 = 215$... liquide.

Point d'ébullition : $+145°$.
Chaleur de formation :

$S^2 + O^5 + Cl^2 = S^2O^5Cl^2$ liquide .... $+159^{Cal},4$

Og., *C. R.*, XCIV, 85; 1882.

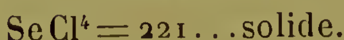
Réactions mesurées :

		Cal
I.	$S^2O^5Cl^2$ liquide $+ 6\,KOH$ étendue $= 2\,SO^4K^2$ dissous $+ 2\,KCl$ dissous $+ 3\,H^2O$	$+222,4$
II.	Formation de SO^4H^2 étendu par les éléments	$+210,1$
III.	Sa neutralisation par $2\,KOH$ étendue	$+15,7 \times 2$
IV.	Formation de HCl étendu	$+39,4$
V.	Sa neutralisation par KOH étendue	$+13,7$

Deuxième section. — SÉLÉNIUM.

Chlorures de sélénium.

1. Perchlorure.


$SeCl^4 = 221$...solide.

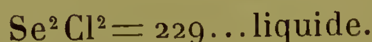


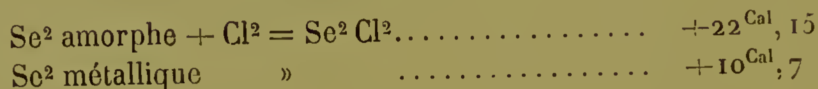
Se amorphe + Cl^4 = $SeCl^4$	$+46^{Cal},2$
Se métallique »	$+40^{Cal},5$

Réaction directe.

Th. U., II, 315.

2. Protochlorure.


$Se^2Cl^2 = 229$...liquide.



Se^2 amorphe + Cl^2 = Se^2Cl^2.................	$+22^{Cal},15$
Se^2 métallique »	$+10^{Cal},7$

Réaction directe :
La méthode suivie dans ces expériences n'a été qu'approximative.

Th. U., II, 314.

Troisième section. — TELLURE.

Chlorure de tellure.


$TeCl^4 = 269$...solide.

Réaction mesurée :


Te + Cl^4 = $TeCl^4$ .... $+77^{Cal},4$

Th. U., II, 318.

Cette réaction n'est pas bien définie, l'état du tellure employé étant très mal connu (*voir* plus haut, p. 65). En outre, l'attaque a exigé le concours du soufre pour être amorcée, et la transformation du tellure est demeurée incomplète.



CHAPITRE III.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS ET CORPS HALOGÈNES.

Première section. — CHLORURE D'AZOTE.

$AzCl^3 = 137,5$... liquide.

Formé avec une absorption de chaleur considérable, ce qui le rend très explosif; mais la mesure de cette chaleur n'a pas été faite exactement.

Deuxième section. — COMPOSÉS DU PHOSPHORE.

§ 1. — Chlorure de phosphore.

1. CHLORURE PHOSPHOREUX.

$PCl^3 = 137,5$... liquide.

Point d'ébullition : 78°.
Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},9$ (R.).
Chaleur spécifique moléculaire liquide : 28,8.
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse moyenne à pression constante (111°-246°) : 18,6 (R. .
Chaleur de formation :

$P + Cl^3 = PCl^3$ liquide........ $+76^{Cal},6$ gazeux....... $+69^{Cal},7$
B. et LOUG., *A.* [6], VI, 307; 1875.

Réactions mesurées :

		Cal
A. I.	$2PCl^3$ liquide $+ 6H^2O +$ eau $= 2PO^3H^3$ dissous $+ 6HCl$ dissous..................	+127,2
II.	$P^2 + O^3 + 3H^2O +$ eau $= 2PO^3H^3$ dissous (p. 111)......	+250,6
III.	$H + Cl +$ eau $= HCl$ étendu...........................	+ 39,4
IV.	$H^2 + O = H^2O$.......................................	+ 69,0

	Cal
B. I. Action de la potasse étendue, en excès, sur PCl^3........	+264,8
II. HCl étendu + KOH étendue..........................	— 13,7
III. Action d'un excès de KOH étendue sur PO^3H^3 étendu, soit.	+ 28,9
D'où l'on déduit pour l'action de l'eau seule...........	+126,4
Moyenne de A et B...............	+126,8

2. Perchlorure de phosphore.

$PCl^5 = 208,5$... solide.

Chaleur de formation :

$P + Cl^5 = PCl^5$ solide..................................	$+109^{Cal},2$
PCl^3 liquide $+ Cl^2 = PCl^5$ solide.........................	$+ 32^{Cal},6$

B. et Loug., *A.* [5], VI, 308; 1875.

Réactions mesurées :

	Cal
A. I. $2PCl^5$ crist. $+ 8H^2O +$ eau $= 2PO^4H^3$ dissous $+ 10HCl$ dissous..................	+237,8
II. $P^2 + O^5 + 3H^2O +$ eau $= 2PO^4H^3$ dissous..............	+406,5
III. $H + Cl +$ eau $= HCl$ étendu	+ 39,4
IV. $H^2 + O = H^2O$..	+ 69,0
B. I. Action de la potasse étendue (16 KOH) sur $2PCl^5$........	+440,2
II. HCl étendu + KOH étendue	+ 13,7
III. Action de PO^4H^3 étendu sur 3KOH étendue, soit.......	— 33,6
D'où l'on déduit pour l'action de l'eau seule	+236,0
Moyenne de A et B...............	+237,0

C. $P + Cl^5 = PCl^5$, réaction directe... $+102^{Cal},4$ Abria; $+109^{Cal},5$ An.

3. Oxychlorure de phosphore.

$PCl^3O = 153,5$... liquide.

Point d'ébullition : +110°.

Chaleur de formation :

$P + Cl^3 + O = PCl^3O$ liquide............................	$+143^{Cal},9$
PCl^3 liquide $+ O = PCl^3O$ liquide.........................	$+ 66^{Cal},3$

B. et Loug., *A.* [5], VI, 309; 1875.

Réactions mesurées :

	Cal
A. $2PCl^3O + 6H^2O +$ eau $= 2PO^4H^3$ dissous $+ 6HCl$ dissous......................	+149,4
B. Action de la potasse (12 KOH étendue).....................	+297,4
D'où l'on déduit pour l'action de l'eau seule..............	+147,8
Moyenne de A et B....................	+148,1

Les autres données auxiliaires sont les mêmes que pour le perchlorure de phosphore.

§ 2. — Bromures de phosphore.

1. Protobromure de phosphore.



$PBr^3 = 271$.

Chaleur de formation :

$P + Br^3$ liquide $= PBr^3$ liquide	$+ 44^{Cal},8$
$P + Br^3$ gaz	$+ 55^{Cal},9$

B. et Loug., *A.*[5], VI, 307; 1875.

Réactions mesurées :

	Cal
A. $2PBr^3 + 6H^2O +$ eau $= 2PO^3H^3$ dissous $+ 6HBr$ dissous.	$+128,2$
B. I. Action de la potasse étendue........................	$+261,2$
D'où l'action de l'eau pure........................	$+122,8$
Moyenne de A et B................	$+125,5$

Les autres données auxiliaires sont les mêmes que ci-dessus, sauf la chaleur de formation de l'acide bromhydrique :



II. $H + Br$ liquide $+$ eau $= HBr$ dissous................ $+ 28^{Cal},6$

et III la chaleur de neutralisation de cet acide par la potasse, égale d'ailleurs à celle de HCl.

2. Perbromure de phosphore.



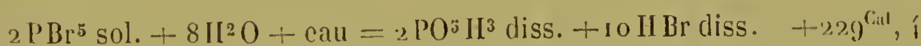
$PBr^5 = 431$... solide.

Chaleur de formation :

$P + Br^5$ liquide $= PBr^5$ solide........................	$+ 59^{Cal},05$
$P + Br^5$ gaz	$+ 77^{Cal},5$

Og., *C. R.*, XCII, 84; 1881.

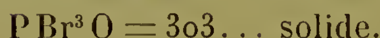
Réaction mesurée :



$2PBr^5$ sol. $+ 8H^2O +$ eau $= 2PO^5H^3$ diss. $+ 10HBr$ diss. $+229^{Cal},4$

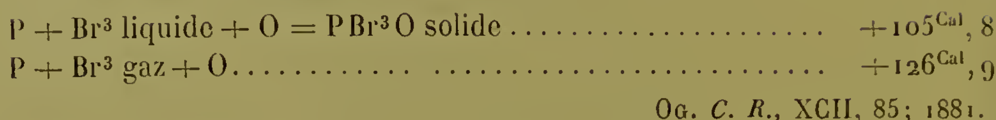
Mêmes données auxiliaires que ci-dessus.

3. Oxybromure de phosphore.



$PBr^3O = 303$... solide.

Chaleur de formation :



$P + Br^3$ liquide $+ O = PBr^3O$ solide .... $+105^{Cal},8$

$P + Br^3$ gaz $+ O$ .... $+126^{Cal},9$

Og. *C. R.*, XCII, 85; 1881.

Réaction mesurée :



$2PBr^3O + 6H^2O +$ eau $= 2PO^4H^3$ dissous $+ 6HBr$ dissous. $+159^{Cal},4$

§ 3. — Iodures de phosphore.

1. Triiodure de phosphore.



$PI^3 = 412$.. cristallisé.

Chaleur de formation :



$P + I^3$ crist. $= PI^3$ crist .... $+ 10^{Cal},9$

$P + I^3$ gaz .... $+ 1^{Cal},3$

Og., *C. R.*, XCII, 83; 1881.

Réaction directe (en présence de CS^2*).*



Dissolution de PI^3 dans $34CS^2$ .... $- 3^{Cal},3$

Biiodure de phosphore.



$P^2I^4 = 470$... cristallisé.

Chaleur de formation :



$P^2 + I^4$ crist. $= P^2I^4$ cristallisé .... $+ 19^{Cal},8$

$P^2 + I^4$ gaz .... $+ 47^{Cal},0$

D'où :

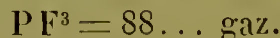


$P^2I^4 + I^2$ crist. $= 2PI^3$ crist .... $+ 2^{Cal},0$

Réaction directe, en présence de CS^2 (Og.).

L'addition au triiodure de l'iode en excès, de façon à réaliser les rapports PI^3, ne dégage pas de chaleur sensible.

§ 4. — Fluorures de phosphore.



$PF^3 = 88$... gaz.

Son absorption par la potasse étendue, en excès, dégage : $+107^{Cal},7$. Elle produit un acide fluophosphoreux.

B. *A.* [6], VI, 363; 1885.

Troisième section. — ARSENIC.

1. Chlorure d'arsenic.

$AsCl^3 = 181,5$... liquide.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse moyenne, à pression constante (159°-268°) : 20,3 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 31,8.

Point d'ébullition : 134°.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},4$ (R.).

Chaleur de formation :

As crist. + Cl^3 = $AsCl^3$ liquide .... $+ 71^{Cal},3$

Th. U., II, 327.

Réaction directe.

2. Bromure d'arsenic.

$AsBr^3 = 315$... cristallisé.

Chaleur de formation :

As crist. + Br^3 liquide = $AsBr^3$ crist .... $+45^{Cal},5$

As crist. + Br^3 gaz .... $+56^{Cal},8$

B., *A.* [5], XV, 210; 1878.

Réactions mesurées :

I. $2AsBr^3$ + 10KOH étendue + eau .... $+119^{Cal},6$

D'où l'on conclut, pour la réaction *théorique*, supposée totale,

$2AsBr^3 + 3H^2O$ + eau = As^2O^3 dissous + 6HBr dissous .... $+ 22^{Cal},4$

En fait, l'eau pure forme un oxybromure, à la température ordinaire.

II. $H^2 + O = H^2O$ .... + 69,0

III. H + Br + eau = HBr dissous .... + 28,6

IV. $As^2 + O^3$ + eau = As^2O^3 dissous .... — 7,55

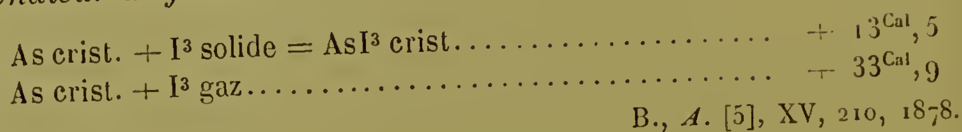
V. KOH étendue + HBr étendu .... + 13,7

VI. Dissolution de As^2O^3 dans 4KOH étendue .... + 15,1

3. Iodure d'arsenic.

$AsI^3 = 456$... cristallisé.

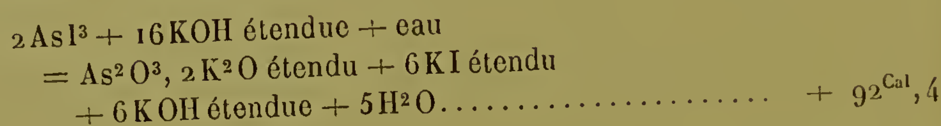
Chaleur de formation :



As crist. + I^3 solide = AsI^3 crist. . . . . $+13^{Cal},5$
As crist. + I^3 gaz . . . . $+33^{Cal},9$

B., *A.* [5], XV, 210, 1878.

Réaction mesurée :



$2AsI^3 + 16KOH$ étendue + eau
$= As^2O^3, 2K^2O$ étendu + $6KI$ étendu
+ $6KOH$ étendue + $5H^2O$ . . . . $+92^{Cal},4$

D'où l'on conclut, pour la réaction *théorique,* supposée totale,



$2AsI^3 + 3H^2O$ + eau = As^2O^3 dissous + $6HI$ dissous . — $6^{Cal},0$

En fait, l'eau forme un oxyiodure.
Les données auxiliaires sont pareilles aux précédentes.

Quatrième section. — ANTIMOINE.

Chlorure d'antimoine.

1. Protochlorure.

$SbCl^3 = 228,5$ ... solide.

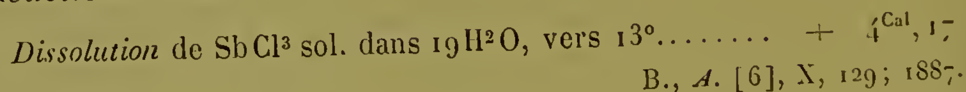
Chaleur de formation :



Sb + Cl^3 = $SbCl^3$ solide . . . . $+91^{Cal},4$

Th. U., II, 329.

Réaction directe :



Dissolution de $SbCl^3$ sol. dans $19H^2O$, vers 13° . . . . $+4^{Cal},17$

B., *A.* [6], X, 129; 1887.

2. Perchlorure.

$SbCl^5 = 299,5$ ... liquide.

Chaleur de formation :



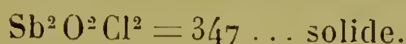
Sb + Cl^5 = $SbCl^5$ liquide . . . . $+104^{Cal},9$

Th. U., II, 330.

Réaction mesurée :

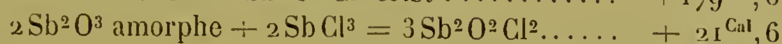

$SbCl^3 + Cl^2 = SbCl^5$ .... $+ 13^{Cal},5$

3. Oxychlorures d'antimoine.


$Sb^2O^2Cl^2 = 347$ ... solide.

Chaleur de formation :


$Sb^2 + O^2 + Cl^2 = Sb^2O^2Cl^2$ crist .... $+179^{Cal},6$


$2Sb^2O^3$ amorphe $+ 2SbCl^3 = 3Sb^2O^2Cl^2$...... $+ 21^{Cal},6$

Gu., *A.* [6], III, 57 ; 1884.

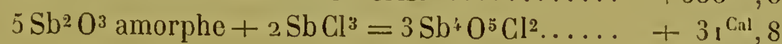
Réactions mesurées. — Dissolution du composé dans HF étendu; comparée avec celle de $Sb^2O^3 + 2HCl$ dans le même réactif.

4. Autre oxychlorure.


$Sb^4O^5Cl^2 = 639$ ... solide.

Chaleur de formation :

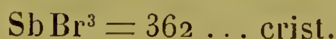

$Sb^4 + O^5 + Cl^2 = Sb^4O^5Cl^2$ crist .... $+350^{Cal},0$


$5Sb^2O^3$ amorphe $+ 2SbCl^3 = 3Sb^4O^5Cl^2$...... $+ 31^{Cal},8$

Gu., même Mémoire.

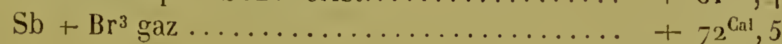
Réaction mesurée. — Dissolution dans HF étendu.

Bromure d'antimoine.


$SbBr^3 = 362$ ... crist.

Chaleur de formation :

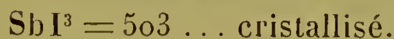

$Sb + Br^3$ liq. $= SbBr^3$ crist.................. $+ 61^{Cal},4$


$Sb + Br^3$ gaz .... $+ 72^{Cal},5$

Gu., *C. R.*, CI, 161 ; 1885.

Réaction mesurée. — Dissolution dans HF étendu.

Iodure d'antimoine.


$SbI^3 = 503$ ... cristallisé.

Chaleur de formation :


$Sb + I^3$ sol. $= SbI^3$ crist. .... $+ 28^{Cal},8$


$Sb + I^3$ gaz................................ $+ 49^{Cal},2$

Gu., *C. R.*, CI, 161 ; 1885.

Réaction mesurée. — Dissolution dans HF étendu.

Fluorure d'antimoine.


$SbF^3 = 179$ ... cristallisé.

Chaleur de formation :


$Sb + F^3 = SbF^3$ crist .... $+141^{Cal}$

Gu., *A.* [6], III, 51 ; 1884.

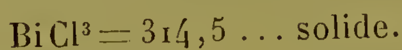
Réactions mesurées. — I. Dissolution comparée de Sb^2O^3 et de $2SbF^3$, dans un excès de HF.


II. H + F + eau = HF dissous .... + 50,3

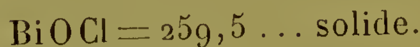
Cinquième section. — BISMUTH.

Chlorures de bismuth.

(Voir *Oxydes*, Liv. I, 2e div., Chap. III, 5e sect., p. 121)


$BiCl^3 = 314,5$ ... solide.


$Bi + Cl^3 = BiCl^3$ .... $+ 90^{Cal},6$


$BiOCl = 259,5$ ... solide.


$Bi + O + Cl = BiOCl$ hydraté .... $+ 88^{Cal},6$

Sixième section. — COMPOSÉS DU BORE.

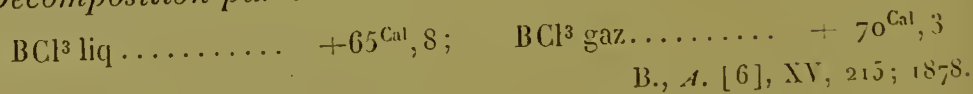
1. Chlorure de bore.


$BCl^3 = 117,5$ ... gaz et liquide.

Point d'ébullition : $+18°,2$ (R.).
Chaleur de vaporisation : $4^{Cal},5$ (B.).
Chaleur de formation :


B amorphe + Cl^3 = BCl^3 gaz ... $+89^{Cal},1$ liquide .. $+ 93^{Cal},4$

Réaction directe (*voir* plus haut, p. 122).
Décomposition par l'eau :


BCl^3 liq .... $+65^{Cal},8$; BCl^3 gaz.......... $+ 70^{Cal},3$

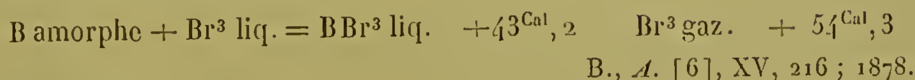
B., *A.* [6], XV, 215 ; 1878.

2. Bromure de bore.


$BBr^3 = 251$ ... liquide.

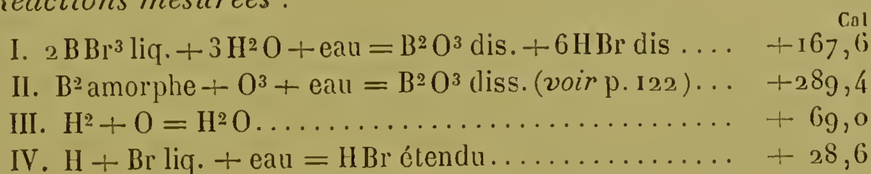
Point d'ébullition : $+90°,5$.

Chaleur de formation :


B amorphe + Br^3 liq. = BBr^3 liq. $+43^{Cal},2$ $\quad$ Br^3 gaz. $+54^{Cal},3$

B., *A.* [6], XV, 216 ; 1878.

Réactions mesurées :



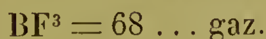
	Cal
I. $2BBr^3$ liq. + $3H^2O$ + eau = B^2O^3 dis. + $6HBr$ dis	+167,6
II. B^2 amorphe + O^3 + eau = B^2O^3 diss. (*voir* p. 122)...	+289,4
III. $H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
IV. H + Br liq. + eau = HBr étendu	+ 28,6

3. Iodure de bore.


$BI^3 = 391$.

Non étudié au point de vue thermique.

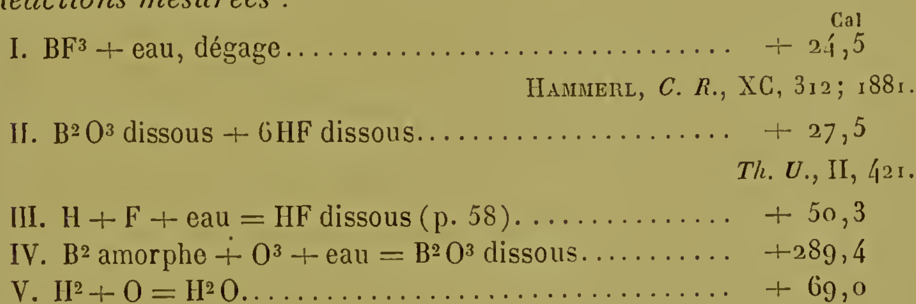
4. Fluorure de bore.


$BF^3 = 68$ ... gaz.

Chaleur de formation :

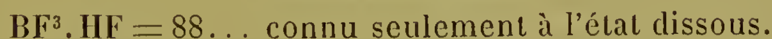

B amorphe + F^3 = BF^3 gaz .... $+234^{Cal},8$

Réactions mesurées :

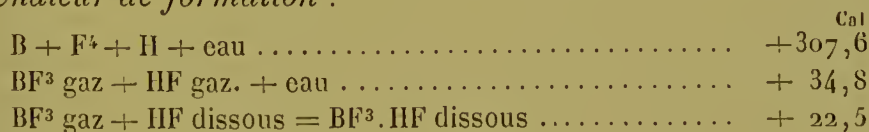


	Cal
I. BF^3 + eau, dégage	+ 24,5
HAMMERL, *C. R.*, XC, 312 ; 1881.	
II. B^2O^3 dissous + 6HF dissous	+ 27,5
Th. U., II, 421.	
III. H + F + eau = HF dissous (p. 58)	+ 50,3
IV. B^2 amorphe + O^3 + eau = B^2O^3 dissous	+289,4
V. $H^2 + O = H^2O$	+ 69,0

5. Acide fluoborique.


$BF^3.HF = 88$... connu seulement à l'état dissous.

Chaleur de formation :



	Cal
B + F^4 + H + eau	+307,6
BF^3 gaz + HF gaz. + eau	+ 34,8
BF^3 gaz + HF dissous = $BF^3.HF$ dissous	+ 22,5

Réactions mesurées :

B^2O^3 dissous + 2HF dissous..................	+ 9,13
B^2O^3 dissous + 4HF dissous..................	+18,6
B^2O^3 dissous + 6HF dissous..................	+27,4
B^2O^3 dissous + 8HF dissous et davantage.......	+29,5

ce qui répond à



$$B^2O^3 \text{ dissous} + 8HF \text{ dissous} = 2(BF^3.HF) \text{ dissous} + 3H^2O.$$

Th. U., II, 421.



CHAPITRE IV.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — SILICIUM.

1. Chlorure de silicium.

$SiCl^4 = 170$... liquide.

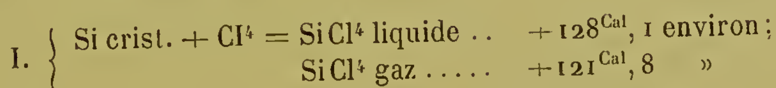
Point d'ébullition : 59°.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne, à pr. const. (90°-234°) : 22,4 (R.).

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},3$.

Og. *A.* [5], XX, 51; 1880.

Chaleur de formation :



I. { Si crist. + Cl^4 = $SiCl^4$ liquide .. $+128^{Cal},1$ environ;
$SiCl^4$ gaz ..... $+121^{Cal},8$ »

Réaction mesurée :

Décomposition par l'eau (*voir* p. 124) .... + 69,0

B. *A.* [5], XV, 213; 1878.

2. Bromure de silicium.

$SiBr^4 = 348$... liquide.

Point d'ébullition : + 153°.

Chaleur de formation :

Si crist. + Br^4 liq. = $SiBr^4$ liq.. $+71^{Cal},0$; Br^4 gaz. $+85^{Cal},8$

B. *A.* [5], XV, 213; 1878.

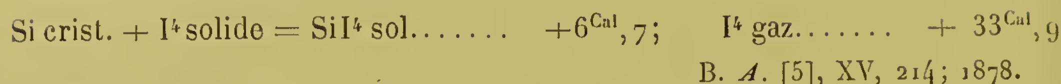
Réactions mesurées :

	Cal
I. $SiBr^4$ liq. + $2H^2O$ + eau = SiO^2 gélat. + 4 HBr ét..	+ 83,0
II. Si crist. + O^2 = SiO^2 (hydraté)	+179,6
	(*Voir* p. 124).
III. $H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
IV. H + Br liquide + eau = HBr étendu	+ 28,6

3. Iodure de silicium.

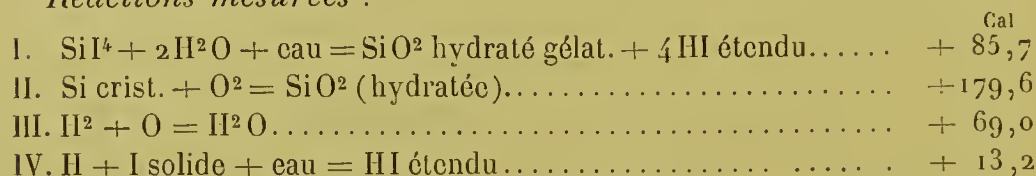
$SiI^4 = 536$... solide.

Chaleur de formation :


Si crist. + I^4 solide = SiI^4 sol....... $+6^{Cal},7$; I^4 gaz....... $+33^{Cal},9$

B. *A.* [5], XV, 214; 1878.

Réactions mesurées :



		Cal
I.	$SiI^4 + 2H^2O$ + eau = SiO^2 hydraté gélat. + $4HI$ étendu......	+ 85,7
II.	Si crist. + O^2 = SiO^2 (hydratée)........................	+179,6
III.	$H^2 + O = H^2O$..	+ 69,0
IV.	H + I solide + eau = HI étendu..............	+ 13,2

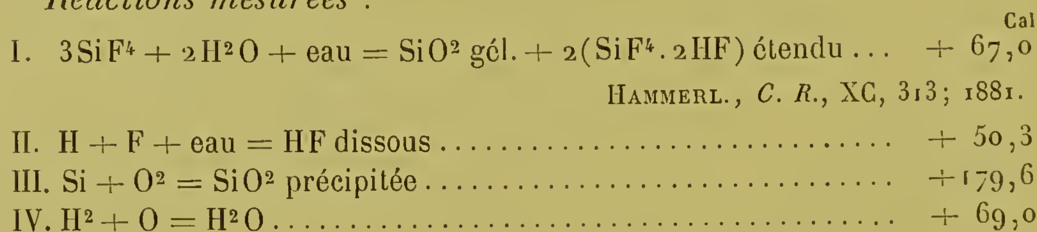
4. Fluorure de silicium.

$SiF^4 = 104$... gaz.

Chaleur de formation :


Si crist. + F^4 = SiF^4 gazeux.............................. $+239^{Cal},8$

Réactions mesurées :



		Cal
I.	$3SiF^4 + 2H^2O$ + eau = SiO^2 gél. + $2(SiF^4.2HF)$ étendu ...	+ 67,0

HAMMERL., *C. R.*, XC, 313; 1881.

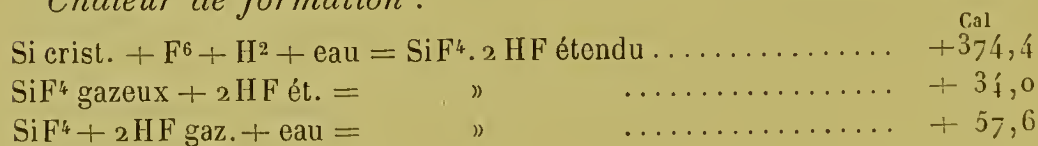
II.	H + F + eau = HF dissous..............................	+ 50,3
III.	Si + O^2 = SiO^2 précipitée..............................	+179,6
IV.	$H^2 + O = H^2O$..	+ 69,0

5. Acide hydrofluosilicique.

$SiF^4.2HF = 184$.

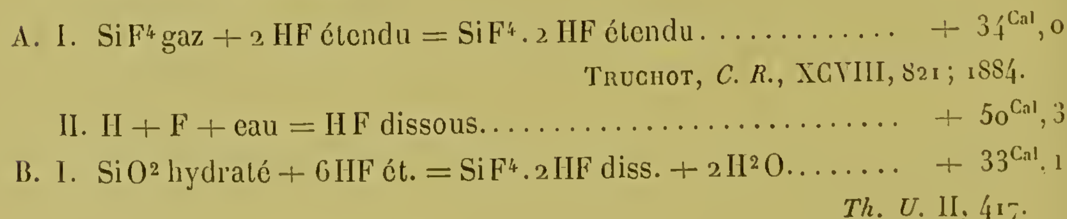
Connu seulement à l'état dissous et à l'état d'hydrate cristallisé.

Chaleur de formation :



	Cal
Si crist. + F^6 + H^2 + eau = $SiF^4.2HF$ étendu................	+374,4
SiF^4 gazeux + $2HF$ ét. = »	+ 34,0
SiF^4 + $2HF$ gaz. + eau = »	+ 57,6

Réactions mesurées :


A. I. SiF^4 gaz + $2HF$ étendu = $SiF^4.2HF$ étendu............. $+34^{Cal},0$

TRUCHOT, *C. R.*, XCVIII, 821; 1884.

II. H + F + eau = HF dissous.............................. $+50^{Cal},3$

B. I. SiO^2 hydraté + $6HF$ ét. = $SiF^4.2HF$ diss. + $2H^2O$........ $+33^{Cal},1$

Th. U. II, 417.

Les autres données, comme ci-dessus.

Il existe un acide plus riche en acide fluorhydrique; car

SiO^2 hydratée + $10HF$ étendu, dégage........................ $+51^{Cal},4$

Hydrate cristallisé :

$SiF^4.2HF.4H^2O$ dissous dans $500H^2O$........................ $+8^{Cal},0$

TRUCHOT.

Neutralisation :

	Cal	Cal
$SiF^4.2HF$ étendu + NaOH étendue.........	$+13,3$	$+13,3$
» + 2NaOH étendue.......	$+26,6$ ou $+13^{Cal},3\times2$	
» 2^eNaOH.......		$+13,3$
» + 3NaOH étendue.......	$+35,0$	
» 3^eNaOH.......		$+8,4$
» + 6NaOH étendue......	$+61,4$	
» 4e, 5e, 6^eNaOH réunis.		$+26,4$
» + 12NaOH étendue.....	$+71,6$	
» 7e à 12^eNaOH réunis.		$+10,2$

Th. U., I, 233.

Les deux premiers nombres se rapportent seuls à la chaleur de neutralisation : ils indiquent un acide bibasique fort. Les autres nombres répondent à une décomposition de plus en plus avancée de l'acide fluosilicique, en fluorure de sodium et acide silicique. Cette réaction est presque complète avec 6NaOH étendue; l'acide silicique se combine ensuite, pour son propre compte, avec l'excès de soude.

Deuxième section. — COMPOSÉS DE L'ÉTAIN.

Chlorures.

CHLORURE STANNEUX.

$$Sn + Cl^2 = SnCl^2 \ldots\ 189,1 \ldots \text{ solide.}$$

Chaleur de formation :

$Sn + Cl^2 = SnCl^2$ solide........ $+80^{Cal},9$ dissous........ $+81^{Cal},3$

Réactions mesurées.

I. $SnCl^2$ + eau.. $+0^{Cal},35$

Th. U., III, 323.

		Cal
II. $SnCl^2.2H^2O$ + eau pure	—	5,2
+ HCl étendu	—	5,2

B., *A.* [5], V, 328; 1875.

III. $SnCl^2$ dissous + Zn = Sn précipité + $ZnCl^2$ diss.	+	31,7

Th. U., III, 325.

L'auteur a opéré en pesant par différence Zn dissous.

On admet


IV. $Zn + Cl^2$ + eau = $ZnCl^2$ dissous .... +113,0

Il résulte de ces données


$Sn + Cl^2$ + eau = $SnCl^2$ dissous .... 113,0—31,7=81,3

Chlorure stannique.

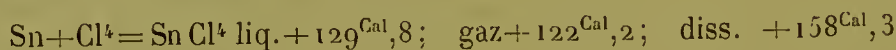

$Sn + Cl^4 = SnCl^4$... 260,1 liquide.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 38,6 (R.).

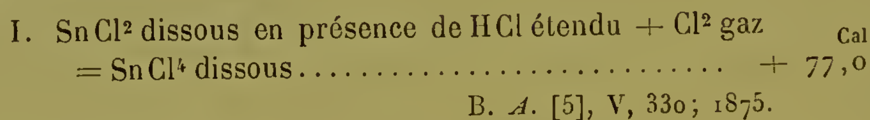
Chaleur spécifique moléculaire moyenne, gazeuse (149°-274°) : 24,4 (R.).

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},6$ (R.).

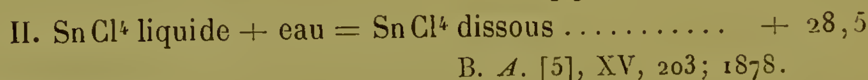
Chaleur de formation :


$Sn+Cl^4=SnCl^4$ liq. $+129^{Cal},8$; gaz $+122^{Cal},2$; diss. $+158^{Cal},3$

Réactions mesurées :

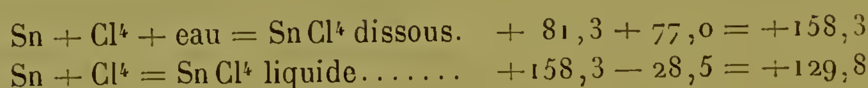

I. $SnCl^2$ dissous en présence de HCl étendu + Cl^2 gaz = $SnCl^4$ dissous .... Cal + 77,0

B. *A.* [5], V, 330; 1875.


II. $SnCl^4$ liquide + eau = $SnCl^4$ dissous .... + 28,5

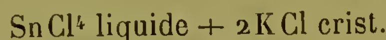
B. *A.* [5], XV, 203; 1878.

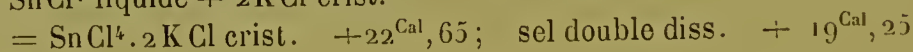
d'où il résulte


Sn + Cl^4 + eau = $SnCl^4$ dissous. + 81,3 + 77,0 = +158,3
Sn + Cl^4 = $SnCl^4$ liquide .... +158,3 — 28,5 = +129,8

Sel double :


$SnCl^4.2KCl$ cristallisé = 408,3

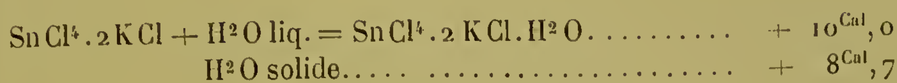

$SnCl^4$ liquide + 2KCl crist.


= $SnCl^4.2KCl$ crist. $+22^{Cal},65$; sel double diss. $+19^{Cal},25$

Réactions mesurées :

		Cal	
I. $SnCl^4$ liquide + eau	+	28,5	
II. 2KCl + eau = 2KCl dissous	—	9,0	
III. Réactions des deux dissolutions	—	0,25	(Th.)
IV. $SnCl^4.2KCl$ crist. + eau : dissolution	—	3,4	
$SnCl^4.2KCl.H^2O$ + eau : dissolution	—	13,4	(Th.)

d'où résulte

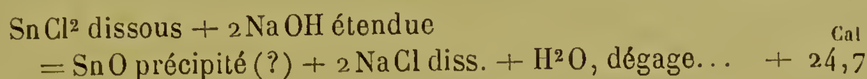


$SnCl^4.2KCl + H^2O$ liq. $= SnCl^4.2KCl.H^2O$ .... $+ 10^{Cal},0$

H^2O solide..... .... $+ 8^{Cal},7$

Indiquons ici comment M. Thomsen a essayé de passer des chlorures d'étain, qui viennent d'être étudiés, aux oxydes hydratés correspondants, par les réactions suivantes :

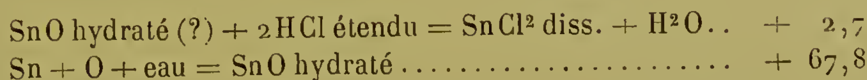
Th. U., I, 109.



$SnCl^2$ dissous $+ 2NaOH$ étendue

$= SnO$ précipité (?) $+ 2NaCl$ diss. $+ H^2O$, dégage... $+ 24^{Cal},7$

d'où l'on conclurait



SnO hydraté (?) $+ 2HCl$ étendu $= SnCl^2$ diss. $+ H^2O$.. $+ 2,7$

$Sn + O +$ eau $= SnO$ hydraté .... $+ 67,8$

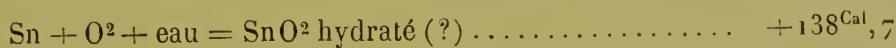
Mais ces conclusions sont douteuses, parce que la composition véritable du précipité est incertaine (p. 126).

De même, on a obtenu plus haut :



$SnCl^4 + 2H^2O +$ eau.............................. $+ 28^{Cal},5$;

d'où l'on conclurait, dans l'hypothèse où il se formerait, sous l'influence de l'eau, de l'acide stannique et de l'acide chlorhydrique, SnO^2 hydraté $+ 4HCl$ étendu, la valeur :



$Sn + O^2 +$ eau $= SnO^2$ hydraté (?) .... $+ 138^{Cal},7$

Mais le prétendu acide stannique hydraté reste en solution, ou en pseudo-solution ; c'est-à-dire que la constitution véritable de la liqueur est incertaine.

En fait on peut en précipiter un corps gélatineux, en ajoutant à la liqueur une solution étendue qui renferme $2SO^4Na^2$, ce qui produit $-6^{Cal},2$.

Th. U., I, 222.

Comme la même solution de sulfate de soude, additionnée d'une solution semblable d'acide chlorhydrique pur, absorbe $-6^{Cal},7$, on en conclurait que la séparation de SnO^2 gélatineux dégage $+0^{Cal},5$. Mais la nature même du précipité, tel qu'il existe avant tout lavage ou opération ultérieure, ne paraît pas être celle de l'acide stannique pur et elle aurait besoin d'être mieux établie (*voir* ce Volume, p. 126).

Bromures.

BROMURE STANNEUX.

$SnBr^2 = 278,1$ ... solide.

$Sn + Br^2$ liquide $= SnBr^2$ solide.	$+61^{Cal},5$	dissous.	$+ 59^{Cal},9$
$Sn + Br^2$ gaz. $= SnBr^2$ solide....	$+68^{Cal},9$	dissous.	$+ 67,3$

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$SnBr^2$ + liqueur renfermant $2KCl$	$-\ 1,4$
	$SnCl^2$ + liqueur renfermant $2KBr$	$+\ 0,8$
II.	$Sn + Cl^2 = SnCl^2$	$+\ 80,9$

$SnBr^2$ se dissout dans l'eau, en absorbant $-1^{Cal},6$; mais la liqueur se décompose au bout de peu d'instants, avec formation d'un oxybromure.

BROMURE STANNIQUE.

$SnBr^4 = 438,1$ ... solide.

$Sn + Br^4$ liquide $= SnBr^4$ solide..	$+\ 98^{Cal},0$	dissous.	$+114^{Cal},6$
$Sn + Br^4$ gazeux $=$ » ..	$+112^{Cal},8$	liquide.	$+129^{Cal},4$

B. *A.* [5], XV, 201 ; 1878.

Température de fusion : $25^o,5$.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},1$.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$SnBr^4$ solide + liqueur renfermant $4KCl$	$+\ 16,8$
	$SnCl^4$ liquide + liqueur renfermant $4KBr$	$+\ 28,1$
II.	$Sn + Cl^4 = SnCl^4$	$+129,8$
	$SnBr^4$ solide + eau	$+\ 16,6$

FLUORURE STANNIQUE.

$SnF^4 = 194,1$.

$SnCl^4$ dissous + $6HF$ dissous .... $+\ 17^{Cal},9$

Th. U., I, 232.

Troisième section. — COMPOSÉS DU TITANE.

Chlorure titanique.



$TiCl^4 = 190$.

Température d'ébullition : 135°.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 36,3 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire moyenne gazeuse (162° — 172°) : 24,5 (R.).



$TiCl^4$ + eau .... $+55^{Cal},6$

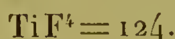
Th. U., I, 227.

Il y a séparation d'un peu d'acide titanique hydraté. Le chiffre précédent a été calculé, en rapportant la réaction à Ti = 48, au lieu du chiffre 50, adopté par Thomsen.

La solution traitée par 4NaOH étendue a dégagé $+47^{Cal},7$.

Cette quantité est inférieure de 7,1 à la neutralisation de la même base par 4HCl étendu. Dès lors ce chiffre répond, soit à un partage de la base entre les deux acides; soit, et plutôt, à la formation d'un oxychlorure.

Fluorure titanique.



$TiF^4 = 124$.



$TiCl^4$ dissous + 6 HF dissous .... $+23^{Cal},6$

Th. U., I, 232.

Quatrième section. — COMPOSÉS DU CARBONE.

Chlorures de carbone.

Perchlorure de carbone (*formène perchloré, méthane perchloré*).

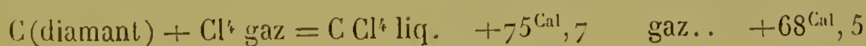


$CCl^4 = 154$... liquide.

Température d'ébullition : 76°,5.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},2$ (R.).

Chaleur de formation :



C(diamant) + Cl^4 gaz = CCl^4 liq. $+75^{Cal},7$ gaz.. $+68^{Cal},5$

Réactions mesurées :

I. CCl^4 liq. + $2H^2O$ + eau = CO^2 gaz + $4HCl$ étend. + $37^{Cal},8$ à vol. constant.
+ $37,3$ à press. const.

B. et MAT., *A.* [5], XXVIII, 133; 1893.

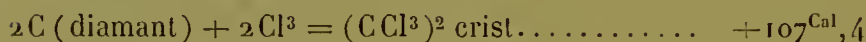
II. $H^2 + O = H^2O$ .... + $69,0$

III. $H + Cl$ + eau = HCl étendu .... + $39,4$

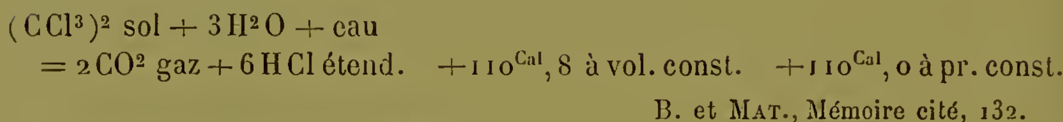
SESQUICHLORURE DE CARBONE (*éthane perchloré, méthyle perchloré*).


$(CCl^3)^2$ ou C^2Cl^6 crist. = 237.

Chaleur de formation :


$2C$ (diamant) + $2Cl^3$ = $(CCl^3)^2$ crist............ + $107^{Cal},4$

Réactions mesurées :


$(CCl^3)^2$ sol + $3H^2O$ + eau
= $2CO^2$ gaz + $6HCl$ étend. + $110^{Cal},8$ à vol. const. + $110^{Cal},0$ à pr. const.

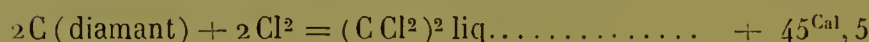
B. et MAT., Mémoire cité, 132.

Mêmes données auxiliaires.

BICHLORURE DE CARBONE (*éthylène perchloré*).


$(CCl^2)^2$ ou C^2Cl^4 = 166... liquide.

Chaleur de formation :


$2C$ (diamant) + $2Cl^2$ = $(CCl^2)^2$ liq.............. + $45^{Cal},5$

Réactions mesurées :

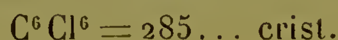

$(CCl^2)^2$ liq. + $2H^2O$ + $2O$ + eau
= $2CO^2$ gaz + $4HCl$ étendu.................. + $162^{Cal},8$ à vol. constant.
+ $162,5$ à press. const.

Mêmes données auxiliaires.


C^2Cl^4 liq. + Cl^2 gaz = C^2Cl^6 crist................ + $61^{Cal},9$

B. et MAT.

SOUS-CHLORURE DE CARBONE. — POLYMÈRE DE C^2Cl^2 : BENZINE PERCHLORÉE.

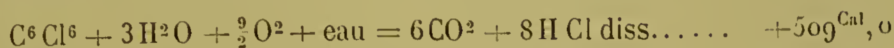

C^6Cl^6 = 285... crist.

Chaleur de formation :


$C^6 + Cl^6 = C^6Cl^6$ crist......................... + $85^{Cal},6$

B. et MAT., Mémoire cité, p. 131.

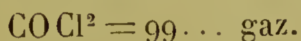
Réactions mesurées :



$C^6Cl^6 + 3H^2O + \frac{9}{2}O^2 + \text{eau} = 6CO^2 + 8HCl$ diss...... $+509^{Cal},0$

Mêmes données auxiliaires.

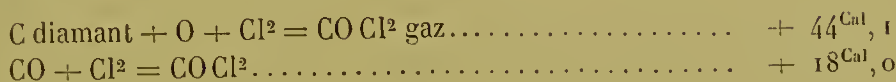
OXYCHLORURE DE CARBONE.



$COCl^2 = 99$... gaz.

Température d'ébullition : $+8°$.

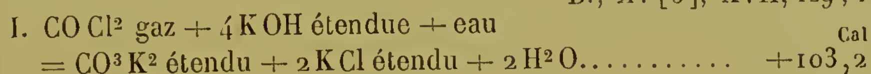
Chaleur de formation :



C diamant $+ O + Cl^2 = COCl^2$ gaz	$+ 44^{Cal},1$
$CO + Cl^2 = COCl^2$	$+ 18^{Cal},0$

Réactions mesurées :

B., *A.* [5], XVII, 129 ; 1879.

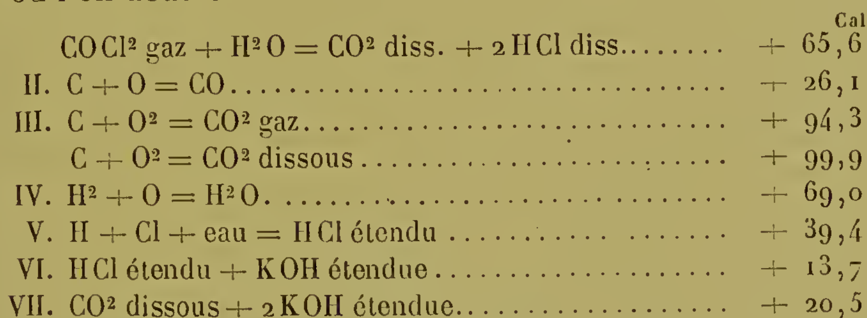


I. $COCl^2$ gaz $+ 4KOH$ étendue + eau
$= CO^3K^2$ étendu $+ 2KCl$ étendu $+ 2H^2O$........... $+103^{Cal},2$

On opère dans la fiole calorimétrique (*Traité pratique de calorimétrie chimique,* p. 54). Il est nécessaire d'agiter continuellement, si l'on veut absorber complètement CO^2, résultat facile à obtenir avec cet appareil et qui a été vérifié spécialement. M. Thomsen, en opérant dans son calorimètre, qui ne permettait pas une agitation suffisante, a obtenu seulement $+102^{Cal},5$, avec une absorption incomplète de l'acide carbonique.

Th. U., II, 361.

D'où l'on déduit



		Cal
	$COCl^2$ gaz $+ H^2O = CO^2$ diss. $+ 2HCl$ diss.	+ 65,6
II.	$C + O = CO$	+ 26,1
III.	$C + O^2 = CO^2$ gaz	+ 94,3
	$C + O^2 = CO^2$ dissous	+ 99,9
IV.	$H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
V.	$H + Cl +$ eau $= HCl$ étendu	+ 39,4
VI.	HCl étendu $+ KOH$ étendue	+ 13,7
VII.	CO^2 dissous $+ 2KOH$ étendue	+ 20,5



QUATRIÈME DIVISION.

COMPOSÉS FORMÉS PAR LE SOUFRE ET ANALOGUES.

Les composés formés par les éléments bivalents comprennent les combinaisons oxygénées, déjà étudiées dans la seconde division, et les combinaisons du soufre, du sélénium et du tellure avec les éléments monovalents, étudiées dans la troisième division. Il reste à examiner les combinaisons que les éléments bivalents forment avec les éléments trivalents : azote, phosphore, arsenic, antimoine, bore, et celles que les éléments bivalents forment avec les éléments quadrivalents, silicium et carbone. On va présenter les déterminations connues relatives à ces divers composés.

CHAPITRE I.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS.

Première section. — AZOTE.

1. Sulfure d'azote.

AzS = 46... cristallisé.

Chaleur de formation :

Az + S oct. = AzS crist........................ $-31^{Cal},9$

B. et Vieille, *A.* [5], XXVII, 204; 1882.

Réaction mesurée :

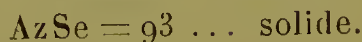
Décomposition inverse, réalisée par détonation : $+31^{Cal},9$.

Chaleur de combustion :



$AzS + O^2 = Az + SO^2$ .... $+101^{Cal},2$

2. Séléniure d'azote.



$AzSe = 93$ ... solide.

Chaleur de formation :



$Az + Se = AzSe$ solide .... $-42^{Cal},3$

Réaction mesurée :

Décomposition inverse, réalisée par détonation.

B. et VIE., *A.* [6], I, 91; 1884.

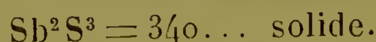
L'état du sélénium reproduit n'a pas été déterminé spécialement. Nous savons cependant qu'il se trouve ainsi isolé à une haute température.

Deuxième section. — PHOSPHORE ET ARSENIC.

La chaleur de formation des sulfures de phosphore et d'arsenic n'a pas été mesurée; mais on sait que ces combinaisons sont exothermiques.

Troisième section. — ANTIMOINE.

1. Sulfure d'antimoine.



$Sb^2S^3 = 340$... solide.

Ce corps existe sous plusieurs états.

Chaleur de formation :

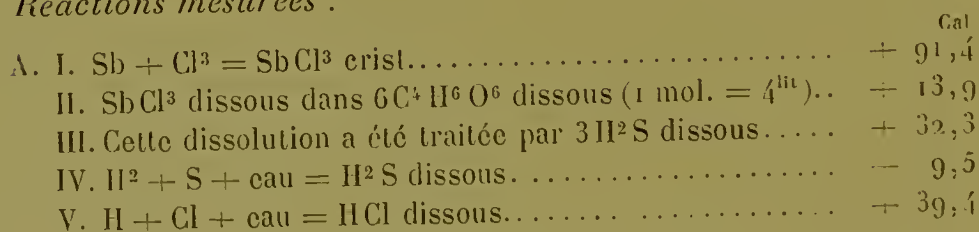


$Sb^2 + S^3$ oct. $= Sb^2S^3$ orangé .... $+34^{Cal},4$

$Sb^2 + S^3$ oct. $= Sb^2S^3$ noir, cristallisé .... $+34^{Cal},4$

B., *A.* [6], X, 125; 1887.

Réactions mesurées :



		Cal
A.	I. $Sb + Cl^3 = SbCl^3$ crist	$+91,4$
	II. $SbCl^3$ dissous dans $6C^4H^6O^6$ dissous (1 mol. = 4^{lit})..	$+13,9$
	III. Cette dissolution a été traitée par $3H^2S$ dissous.....	$+32,3$
	IV. $H^2 + S +$ eau $= H^2S$ dissous	$-9,5$
	V. $H + Cl +$ eau $= HCl$ dissous	$+39,4$

On tire de là


$Sb^2 + S^3$ oct. $= Sb^2S^3$ orangé .... $+34^{Cal},2$

B. I. On dissout $SbCl^3$ dans une fiole calorimétrique, renfermant $HCl + 19H^2O$, et l'on précipite la liqueur par un courant de H^2S gazeux; on pèse directement le gaz absorbé.

II. Il convient de mesurer également la chaleur de dissolution de $SbCl^3$ dans la liqueur primitive et de tenir compte des changements de concentration.

III et IV. Les données auxiliaires, relatives aux chaleurs de formation de H^2S et HCl, interviennent.

Tout calcul fait, on a trouvé :


$Sb^2 + S^3 = Sb^2S^3$ orangé .... $+34^{Cal},6$


La moyenne de A et B est .... $+34^{Cal},4$

C. *États isomériques :*

B., *A.* [6], X, 136, 1887.

I. On dissout Sb^2S^3 cristallisé dans un excès de Na^2S étendu, et on le reprécipite à l'état de Sb^2S^3 orangé, par l'addition d'un excès de HCl étendu, et en opérant à une dilution telle qu'il ne se dégage pas de H^2S gazeux. On mesure la chaleur dégagée pendant la suite de ces opérations.

II. On décompose le même sulfure de sodium, par la même quantité d'acide chlorhydrique; les dilutions, les quantités relatives et la température étant exactement les mêmes. On mesure également la chaleur dégagée. Elle a été trouvée identique avec la première quantité.

2. Chlorosulfure d'antimoine.


$Sb^4S^5Cl^2 = 715$... solide.

Chaleur de formation :


$Sb^4 + S^5 + Cl^2 = Sb^4S^5Cl^2$ .... $+391^{Cal},1$


$5Sb^2S^3 + 2SbCl^3 = 3Sb^4S^5Cl^2$ .. $+36^{Cal},3$ ou $+12^{Cal},1 \times 3$

B., *A.* [6], X, 130; 1887.

Réactions mesurées :

Ce chlorosulfure se précipite au commencement de la réaction de l'hydrogène sulfuré gazeux sur $SbCl^3$, dissous dans la solution chlorhydrique précédente.

Pendant la réaction correspondante, il se dégage, pour une me-

lécule de H^2S réagissant, $+21^{Cal},20$; au lieu de $+18^{Cal},78$: ce qui fait un excès de $+2^{Cal},42$.

On déduit de là, par le calcul, la valeur ci-dessus.

Quatrième section. — BORE.

Sulfure de bore.

$B^2S^3 = 118$... cristallisé.

Chaleur de formation :

B^2 amorphe $+ S^3$ oct. $= B^2S^3$ cristallisé.......... $+37^{Cal},9$

SABATIER, *C. R.*, CXII, 862; 1891.

Réactions mesurées :

		Cal
A. I.	$B^2S^3 + 3H^2O +$ eau $= B^2O^3$ dissous $+ 3H^2S$ gaz..	+ 58,0
II.	$H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
III.	$H^2 + S = H^2S$ gaz	+ 4,8
d'où	$B^2 + S^3$....................................	+ 38,8
B.	Même réaction en présence de 6I..............	+124,6
IV.	$H + I$ crist. $+$ eau $= HI$ dissous................	+ 13,2
d'où	$B^2 + S^3$....................................	+ 37,0
	Moyenne de A et B..........	+ 37,9

CHAPITRE II.

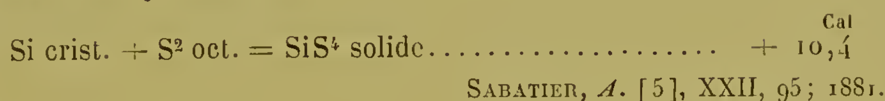
ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — SILICIUM.

Sulfure de silicium.

$SiS^2 = 92$... solide.

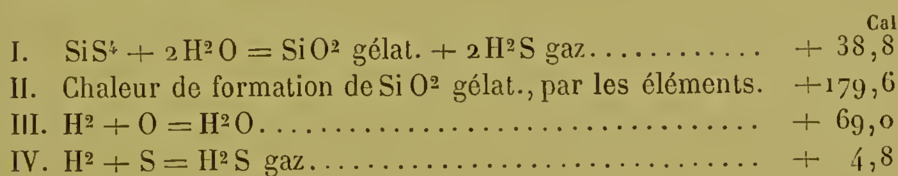
Chaleur de formation :



	Cal
Si crist. + S^2 oct. = SiS^4 solide.....................	+ 10,4

SABATIER, *A.* [5], XXII, 95; 1881.

Réactions mesurées :



		Cal
I.	$SiS^4 + 2H^2O = SiO^2$ gélat. + $2H^2S$ gaz............	+ 38,8
II.	Chaleur de formation de SiO^2 gélat., par les éléments.	+179,6
III.	$H^2 + O = H^2O$..................................	+ 69,0
IV.	$H^2 + S = H^2S$ gaz..............................	+ 4,8

Deuxième section. — CARBONE.

1. Sulfure de carbone.

$CS^2 = 76$... liquide.

Température d'ébullition : 46°,2.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne, à pression constante : $10,0 + 0,0146\, t$ (80°-230°) (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 18,2 (R.).

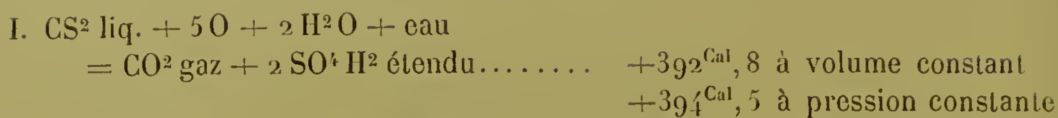
Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},04$ (R.).

Chaleur de formation :



C (diamant) + S^2 (oct.) = CS^2 liq. $-19^{Cal},0$ gaz. $-25^{Cal},4$

Réactions mesurées :



I. CS^2 liq. + 5 O + 2 H^2O + eau
= CO^2 gaz + 2 SO^4H^2 étendu........ $+392^{Cal},8$ à volume constant
$+394^{Cal},5$ à pression constante

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 138; 1893, et XXII, 183.

II, III, IV. Données auxiliaires; formation de H^2O, de CO^2, et de SO^4H^2 étendu.

2. Oxysulfure de carbone.



$COS = 60...$ gaz.

Résultats discordants, obtenus par des méthodes différentes. Détermination à reprendre.



CINQUIÈME DIVISION.

COMPOSÉS FORMÉS PAR L'AZOTE ET LE CARBONE.

Les composés formés entre les éléments trivalents et les éléments monovalents et bivalents ont été étudiés dans les divisions précédentes. Quant aux combinaisons entre éléments trivalents, celles sont à peine connues et il ne nous reste plus à examiner, dans l'ordre des faits connus, que les combinaisons formées entre l'azote et le carbone et spécialement le cyanogène, radical composé assimilable aux éléments halogènes et monovalents.

CHAPITRE UNIQUE.

COMPOSÉS CYANIQUES.

Azoture de carbone ou cyanogène.



$(CAz)^2$ ou $C^2Az^2 = 52$.

Température d'ébullition : $-20°,7$ (Bunsen).
Chaleur de vaporisation : $5^{Cal},4$.

Chappuis, *C. R.*, CIV, 899; 1887.

Chaleur de formation :

		Cal
$2C$ diamant $+ 2Az = (CAz)^2$ ou C^2Az^2	gaz	$-73,9$
»	liquide....	$-68,5$
»	dissous ...	$-67,1$

Réactions mesurées :



	Cal
$C^2Az^2 + O^4 = 2CO^2 + Az^2$	+263,2 (combustion ordinaire)
	+261,8 (bombe calorimétrique)
Moyenne	+262,5 à v. c. et à p. c.

B., *A.* [5], XVIII, 347; 1879; XX, 258; 1880; et XXIII, 178; 1881.

Chaleur de dissolution : $+6^{Cal},80$.

HAMMERL, *C. R.*, XC, 313; 1880.

Il existe des polymères (paracyanogène).

Acide cyanhydrique.

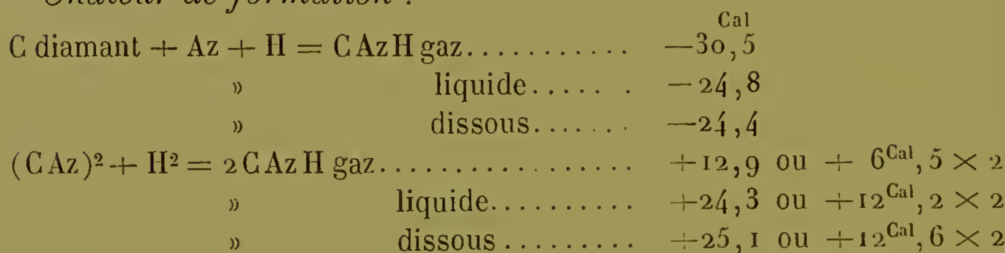


$CAzH = 27$.

Température d'ébullition : $+26°,5$.
Température de fusion : $-13°,8$.
Chaleur de vaporisation, à 20° : $5^{Cal},70$.

B., *A.* [5], V, 443; 1875.

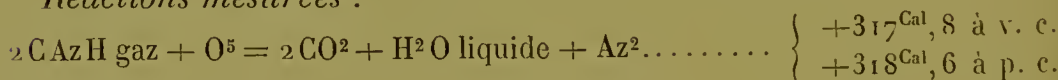
Chaleur de dissolution du liquide dans $60H^2O$, à 19° : +0,40 (Id.).
Chaleur de formation :



	Cal	
C diamant + Az + H = CAzH gaz	−30,5	
» liquide	−24,8	
» dissous	−24,4	
$(CAz)^2 + H^2 = 2CAzH$ gaz	+12,9	ou $+6^{Cal},5 \times 2$
» liquide	+24,3	ou $+12^{Cal},2 \times 2$
» dissous	+25,1	ou $+12^{Cal},6 \times 2$

B. *A.* [5], XXIII, 253; 1881.

Réactions mesurées :



$2CAzH$ gaz $+ O^5 = 2CO^2 + H^2O$ liquide $+ Az^2$ .... $\left\{ \begin{array}{l} +317^{Cal},8 \text{ à v. c.} \\ +318^{Cal},6 \text{ à p. c.} \end{array} \right.$

Neutralisation :



CAzH étendu + KOH étendue = CAzK étendu + H^2O ... $+ 2^{Cal},96$

B. *A.* [5], V, 448; 1875.

Cyanures, acides ferrocyanhydrique et ferricyanhydrique (*voir* les Chapitres : *Fer, Métaux, etc.*).

Chlorure de cyanogène.



$CAzCl = 61,5$... gazeux à +15°.

Température d'ébullition : $+12°,7$.
Température de fusion : $-16°$.
Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},30$.

B. *A.* [5], V, 476; 1875.

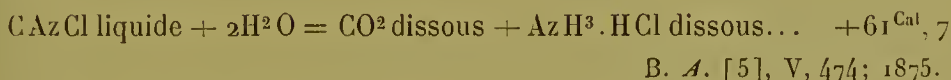
Chaleur de formation :



C diamant + Az + Cl = CAzCl gaz.	$-35^{Cal},2$	liquide.	$-26^{Cal},9$
$(CAz)^2 + Cl^2 = 2CAzCl$ gaz.......	$+\ 3^{Cal},5$	ou	$+\ 1^{Cal},75\times 2$

Réactions mesurées :

I. Le chlorure de cyanogène liquide est pesé dans une ampoule, puis dissous dans un excès de potasse : ce qui forme de l'isocyanate de potasse et du chlorure de potassium. On ajoute de l'acide chlorhydrique en excès, l'eau étant employée en quantité suffisante pour dissoudre la totalité de l'acide carbonique produit. La décomposition s'opère en quelques minutes. La chaleur totale, dégagée dans ces transformations, diminuée de la chaleur de formation du chlorure de potassium, répond à la réaction suivante :



CAzCl liquide + $2H^2O = CO^2$ dissous + $AzH^3.HCl$ dissous... $+61^{Cal},7$

B. *A.* [5], V, 474; 1875.

II à VIII. *Données auxiliaires.* — Formation de l'eau, de l'ammoniaque, de l'acide carbonique, de l'acide chlorhydrique; neutralisation de ces deux acides par la potasse, et du second, en particulier, par l'ammoniaque.

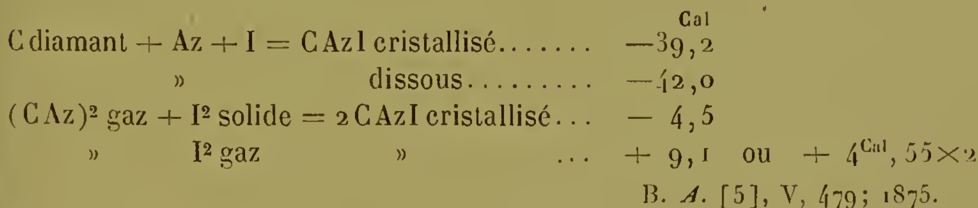
Il existe des polymères du chlorure de cyanogène.

Iodure de cyanogène.



CAzI = 153...cristallisé.

Chaleur de formation :



	Cal		
C diamant + Az + I = CAzI cristallisé.......	$-39,2$		
» dissous.........	$-42,0$		
$(CAz)^2$ gaz + I^2 solide = 2CAzI cristallisé...	$-\ 4,5$		
» I^2 gaz » ...	$+\ 9,1$	ou	$+\ 4^{Cal},55\times 2$

B. *A.* [5], V, 479; 1875.

Réactions mesurées :



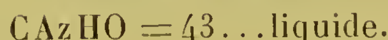
I. CAzK dissous + I^2 solide = KI dissous + CAzI dissous.... $+\ 6^{Cal},3$

II à V. *Données auxiliaires.* Formation de CAzH et de HI; leur neutralisation par KOH dissoute.

Chaleur de dissolution, à 20° : $-2^{Cal},78$.

B., *A.* [5], V, 480; 1875.

Acide cyanique.



$CAzHO = 43$...liquide.

Ce corps, à l'état pur, se polymérise immédiatement. Ses dissolutions aqueuses se transforment un peu plus lentement. En présence de l'eau seule, les produits ont été peu étudiés.

Chaleur de formation :

C diamant + Az + H + O + eau = CAzHO diss., environ....	+37,0
Cy + Az + O + eau = CyHO dissous....................	+74,0
CyH dissous + O = CyHO dissous......................	+61,4

Chaleur de combustion :

CAzHO dissous + $2\frac{1}{2}$ O = CO^2 gaz + Az + $\frac{1}{2}H^2O$..........	+91,8
CO^2 diss.......................	+97,4

B., *C. R.*, CXXIII, 337; 1896.

Réactions mesurées :

I. C + Az + K + O + eau = CAzKO diss. (*voir* ci-dessous).	$+97^{Cal},3$
II. CAzKO diss. + $C^2H^4O^2$ diss. = $C^2H^3KO^2$ diss. + CAzHO diss., au premier moment du mélange................................	$+1^{Cal},1$

On admet qu'au premier moment l'acide cyanique est simplement déplacé par l'acide acétique.

III et IV. Chaleur de formation de KOH dissoute et de H^2O.

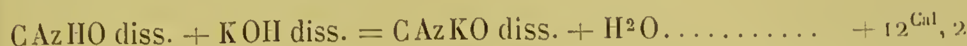
En présence des acides forts, l'acide cyanique développe rapidement des sels ammoniacaux et de l'acide carbonique.

L'action est un peu plus lente avec l'acide acétique. Cet acide étendu, mis en présence d'une solution de cyanate de potasse, donne lieu à un premier dégagement de chaleur, qui peut être regardé comme représentant le simple déplacement de l'acide cyanique. On a calculé la chaleur de neutralisation +12,2, et la chaleur de formation de l'acide cyanique, d'après cette hypothèse. Elle est contrôlée par l'observation suivante.

L'acide borique dissous, au contraire, mélangé avec une solution de cyanate de potasse, ne produit aucun phénomène thermique sensible; c'est-à-dire qu'il ne semble pas déplacer l'acide cyanique : absence d'action qui indique que la chaleur de neutralisa-

tion de l'acide cyanique dissous doit surpasser celle de l'acide borique dissous ($+11^{Cal},6$).

Chaleur de neutralisation :


CAzHO diss. + KOH diss. = CAzKO diss. + H^2O .... $+12^{Cal},2$

Ces chiffres et ces faits répondent à un acide intermédiaire par sa force entre l'acide acétique et l'acide borique.

CYANATE DE POTASSE.


CAzKO = 81,1.

C diam. + Az + K + O = CAzKO crist..	$+102^{Cal},5$	dissous.	$+97^{Cal},3$
Cy + K + O = CyKO cristallisé.......	$+139,5$	dissous.	$+134^{Cal},3$
CyK + O = CyKO..................	$+72,9$		
CyK dissous + O = CyKO dissous.....	$+75,8$		

B. *A.* [5], V, 482; 1875.

Réactions mesurées :

I. CAzKO dissous + 2HCl dissous + H^2O
= CO^2 dissous + KCl dissous + AzH^3.HCl dissous......... $+28^{Cal},8$

II à VII. Chaleurs de formation de H^2O, CO^2, Az^3H^3, KOH et chaleurs de neutralisation de HCl étendu par KOH et par AzH^3 dissoutes.

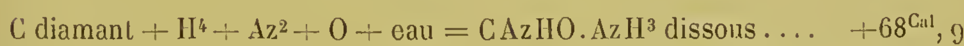
Dissolution :


CAzKO + eau.. $-5^{Cal},20$

Il existe un isocyanate de potasse, isomérique, connu seulement en dissolution.

CYANATE D'AMMONIAQUE.


CAzHO.AzH^3 = 60.


C diamant + H^4 + Az^2 + O + eau = CAzHO.AzH^3 dissous.... $+68^{Cal},9$

B., *C. R.*, CXXIII, 340; 1896.

Réaction mesurée :

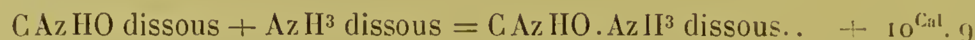

CAzKO dissous + AzH^3.HCl dissous......................... $-0^{Cal},2$

On s'appuie sur cette relation générale et établie par expérience d'après laquelle les sels de potasse dissous des acides faibles sont décomposés par les sels ammoniacaux dissous des acides forts,

avec une absorption de chaleur correspondante à l'inégalité des chaleurs de neutralisation.

B. *A.*, L., XXIX, 503; 1873.

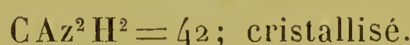
Neutralisation :



$CAzHO$ dissous $+$ AzH^3 dissous $=$ $CAzHO.AzH^3$ dissous.. $+$ $10^{Cal},9$

Ce composé est isomère avec l'urée : CH^4Az^2O, laquelle résulte de sa transformation spontanée. Cette transformation, opérée entre corps dissous, dégagerait : $+8^{Cal},3$.

CYANAMIDE.



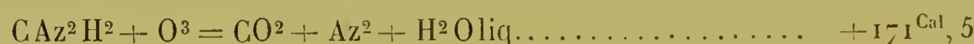
$CAz^2H^2 = 42$; cristallisé.



C diamant $+$ $Az^2 + H^2 = CAz^2H^2$ .... $-$ $8^{Cal},3$

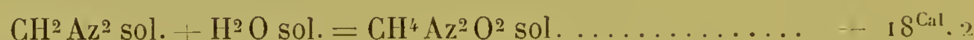
LEMOULT, inédit.

Réaction mesurée :



$CAz^2H^2 + O^3 = CO^2 + Az^2 + H^2O$liq.................... $+171^{Cal},5$

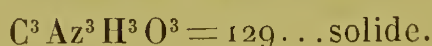
La fixation d'une molécule d'eau sur le cyanamide forme de l'urée,



CH^2Az^2 sol. $+$ H^2O sol. $=$ $CH^4Az^2O^2$ sol. .... $+$ $18^{Cal},2$

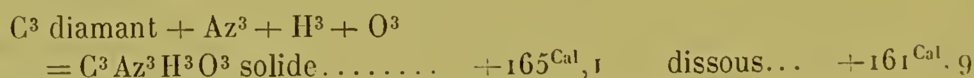
Il existe plusieurs polymères de l'acide cyanique, dont le plus remarquable est l'acide cyanurique, à molécule triplée.

Acide cyanurique.



$C^3Az^3H^3O^3 = 129$...solide.

Chaleur de formation :



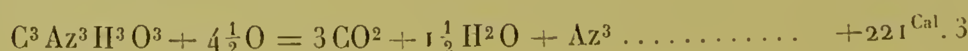
C^3 diamant $+ Az^3 + H^3 + O^3$
$= C^3Az^3H^3O^3$ solide........ $+165^{Cal},1$ dissous... $+161^{Cal},9$

La transformation de l'acide cyanique dissous en acide cyanurique dissous :



$3\,CAzHO$ diss. $=$ $C^3Az^3H^3O^3$ diss... $+50^{Cal},6$; ou $+$ $16^{Cal},9 \times 3$

Réaction mesurée :



$C^3Az^3H^3O^3 + 4\frac{1}{2}O = 3\,CO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O + Az^3$ .... $+221^{Cal},3$

Neutralisation :

		Cal
$C^3Az^3H^3O^3$ dissous + KOH dissoute..........................	+	6,8
» + 2^e KOH..........................	+	4,2
» + 3^e KOH..........................	+	2,0
» + 4^e KOH..........................	+	0,4
	+	13,4

LEMOULT, *C. R.*, CXXI, 351 ; 1895.

L'acide cyanurique est un acide faible. D'après les valeurs précédentes, les trois équivalents de base, susceptibles de se combiner à ces acides, sont neutralisés à des titres différents.

Dissolution :

$C^3Az^3H^3O^3$ + eau.................................... — $3^{Cal},2$

Hydrate :

$C^3Az^3H^3O^3.2H^2O$ + eau.............................. — $6^{Cal},9$

D'où

$C^3Az^3H^3O^3 + 2H^2O$ solide $= C^3Az^3H^3O^3.2H^3O$........ + $0^{Cal},88$

CYANURATE DE POTASSE.



$C^3Az^3K^3O^3 = 243,3.$

Chaleur de formation :

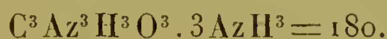
$C^3 + Az^3 + K^3 + O^3$ + eau
$= C^3Az^3K^3O^3$ dissous.......... $+319^{Cal},2$ ou $+106^{Cal},4 \times 3$

Transformation du cyanate en cyanurate tripotassique :

$3\,CAzKO$ diss. $= C^3Az^3K^3O^3$ diss.. $+ 27^{Cal},3$ ou $+ 9^{Cal},1 \times 3$

Voir les *Sels de potassium, d'ammonium*, etc.

CYANURATE D'AMMONIAQUE.



$C^3Az^3H^3O^3.3AzH^3 = 180.$

$C^3 + Az^6 + H^{12} + O^3$ + eau $= C^3Az^3H^3O^3.3AzH^3$ dissous. $+233^{Cal},7$

Neutralisation :

$C^3Az^3H^3O^3$ dissous $+ 3AzH^3$ dissoute.................. + $8^{Cal},75$

La transformation du cyanate d'ammoniaque dissous en cyanurate,



$3\,CAzHO.AzH^3$ diss.
$= C^3Az^3H^3O^3.3\,Az^3H$ diss., dégagerait. $+27^{Cal},0$ ou $+9,0\times 3$

Les composés cyaniques peuvent être envisagés comme des amides et des nitriles, dérivés de l'ammoniaque et de divers acides, par perte d'eau. En effet, le cyanogène dérive de l'oxalate d'ammoniaque



$$C^2H^2O^4.2\,AzH^3 = C^2Az^2 + 4\,H^2O;$$

l'acide cyanhydrique dérive du formiate d'ammoniaque



$$CH^2O^2.AzH^3 = CAzH + 2\,H^2O;$$

l'acide cyanique dérive du bicarbonate d'ammoniaque



$$CO^2.AzH^3.H^2O = CAzHO + 2\,H^2O;$$

le cyanamide dérive du carbonate biammoniacal



$$CO^2.2\,AzH^3.H^2O = CAz^2H^2 + 3\,H^2O$$

et du cyanate d'ammoniaque



$$CAzHO.AzH^3 = CAz^2H^2 + H^2O.$$

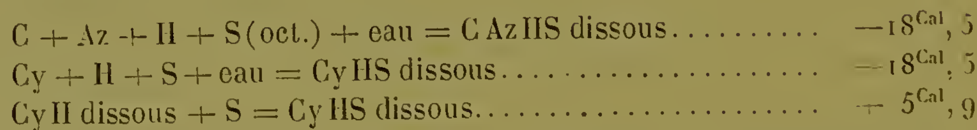
Ce point de vue sera examiné dans la CHIMIE ORGANIQUE, en traitant des amides.

Acide sulfocyanique.



$CAzHS = 59$ . . . liquide.

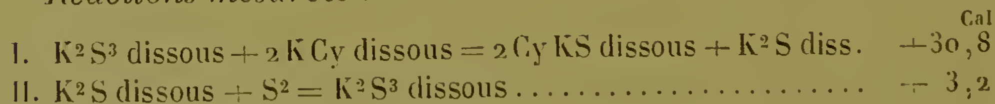
Température d'ébullition : $+102°,5$.
Température de fusion : $-12°,5$ (Vogel).
Chaleur de formation :



$C + Az + H + S$(oct.) + eau = $CAzHS$ dissous . . . . $-18^{Cal},5$
$Cy + H + S$ + eau = $CyHS$ dissous . . . . $-18^{Cal},5$
CyH dissous + S = $CyHS$ dissous . . . . $+5^{Cal},9$

JOANNIS, *A.* [5], XXVI, 538; 1882.

Réactions mesurées :



		Cal
I.	K^2S^3 dissous + $2\,KCy$ dissous = $2\,CyKS$ dissous + K^2S diss.	$+30,8$
II.	K^2S dissous + S^2 = K^2S^3 dissous	$+3,2$

D'où :

KCy dissous + S = KCyS dissous	+17,0
III. CyHS dissous + KOH dissoute = CyKS dissous + H^2O	+14,0
IV. CyH dissous + KOH dissoute = CyK dissous + H^2O	+ 2,9

D'où :

HCy dissous + S = CyHS dissous	+ 5,9
V. Chaleur de format. par les éléments de l'acide cyanhydrique diss.	(p. 168)

Chaleur de neutralisation :

CyHS dissous + KOH dissoute	$+14^{Cal},0$

SULFOCYANATE DE POTASSIUM.

CAzKS = 97,1 ... cristallisé.

Chaleur de formation :

		Cal		Cal
C + Az + K + S = CAzKS crist.	....	+49,8	dissous....	+43,7
Cy + K + S	»	+86,7	»	+80,6
CyK + S	» ...	+20,1	»	»
CyK dissous + S	»	»	»	+23,0

SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE.

$CAzHS.AzH^3 = 76$.

Chaleur de formation :

$C + Az^2 + H^4 + S = CAzHS.AzH^3$..	$+20^{Cal},7$	dissous..	$+15^{Cal},0$

Jo., *A.*, 5, XXVI, 541; 1882.

Neutralisation :

CAzHS dissous + AzH^3 dissoute	+12,55

Dissolution :

$CAzHS.AzH^3$ + eau, vers 12°	—5,67

Le changement de ce corps en son isomère, l'urée sulfurée, CH^4Az^2S, dégagerait :

Les deux corps solides	$+ 9^{Cal},8$
Les deux corps dissous	$+ 9^{Cal},8$

Pour les autres sulfocyanates, *voir* les sels métalliques.



LIVRE II.

MÉTAUX.

PREMIÈRE DIVISION.

MÉTAUX ALCALINS.

CHAPITRE I.

POTASSIUM.

Potassium.

Poids atomique ou équivalent : K = 39,1. Métal monovalent.
Poids moléculaire : 78,2.
Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (pour $K^2 = 78^{gr},2$), (de −78° à 0°) : 12,9 (R.).
Température de fusion : +58°.
Chaleur de fusion moléculaire (pour K^2) : $1^{Cal},23$.

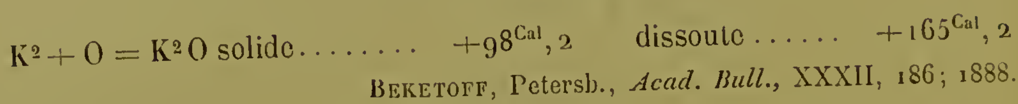
Jo., *A.* [6], XII, 381 ; 1887.

Chaleur spécifique moléculaire liquide (pour K^2) : 19,5 (Jo.).

OXYDES.

Anhydride :


$K^2O = 94,2.$

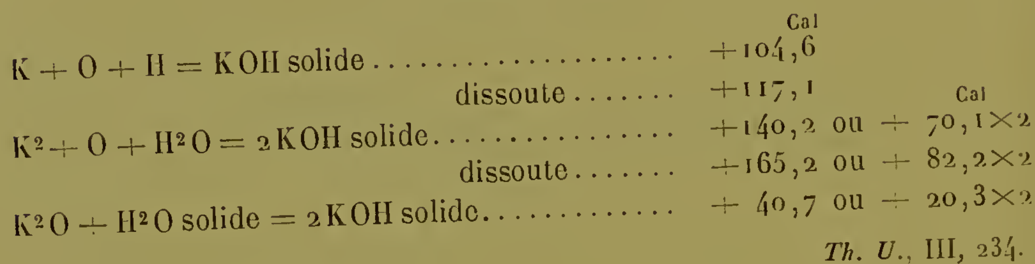

$K^2 + O = K^2O$ solide........ $+98^{Cal},2$ dissoute...... $+165^{Cal},2$

BEKETOFF, Petersb., *Acad. Bull.*, XXXII, 186; 1888.

Peroxydes : Non étudiés.

Hydrate :

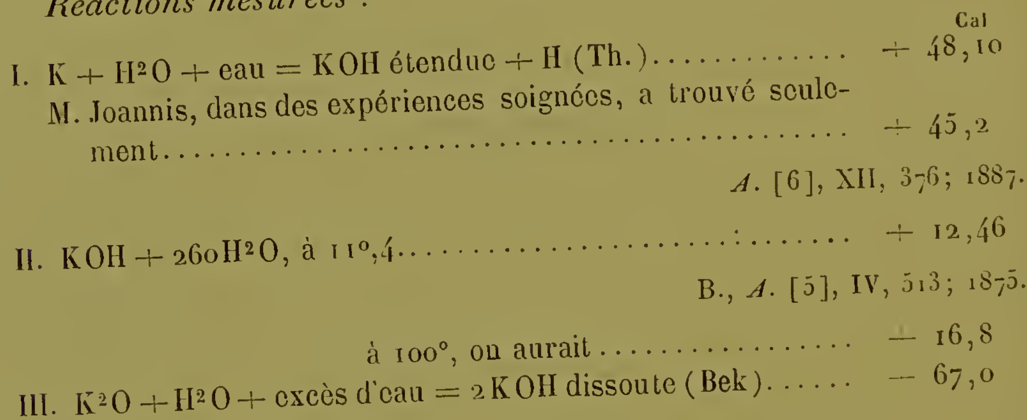

$KOH = 56,1.$



	Cal		Cal
$K + O + H = KOH$ solide....................	$+104,6$		
dissoute.......	$+117,1$		
$K^2 + O + H^2O = 2KOH$ solide................	$+140,2$	ou	$+70,1 \times 2$
dissoute.......	$+165,2$	ou	$+82,2 \times 2$
$K^2O + H^2O$ solide $= 2KOH$ solide............	$+40,7$	ou	$+20,3 \times 2$

Th. U., III, 234.

Réactions mesurées :



	Cal
I. $K + H^2O +$ eau $= KOH$ étendue $+ H$ (Th.).............	$+48,10$
M. Joannis, dans des expériences soignées, a trouvé seulement..................................	$+45,2$

A. [6], XII, 376; 1887.

II. $KOH + 260H^2O$, à 11°,4..............................	$+12,46$

B., *A.* [5], IV, 513; 1875.

à 100°, on aurait..................	$-16,8$
III. $K^2O + H^2O +$ excès d'eau $= 2KOH$ dissoute (Bek)......	$-67,0$

Hydrates secondaires :


$KOH + 2H^2O$ liq. $= KOH.2H^2O$ dég. $+15^{Cal},4$ $2H^2O$ sol. $+12^{Cal},8$

Réaction mesurée :


$(KOH.2H^2O$ crist.$) + 170H^2O$.......................... $0,03$ (B.)

Un premier hydrate, $KOH.H^2O$, dégagerait pour la combinaison suivante :


$KOH + H^2O$ liquide $= KOH.H^2O$. $+0^{Cal},9$ eau solide. $-7^{Cal},6$

Dilution des solutions de potasse, vers 15°.

B., *A.* [5], IV, 517; 1875.

Composition du liquide employé.	Poids de la potasse KHO^2 dans 1^{kg}.	Densité.	Quantité d'eau additionnelle (dissolvant).	Chaleur dégagée = Q. Trouvée.	Chaleur dégagée = Q. Calculée pour $200 H^2O^2$.
	gr			Cal	Cal
+ 3,06 H^2O^2 (saturée).	503	1,532, vers 16°	+ 41 H^2O^2	+2,41	+2,38
— 3,28 »	488	1,512, à 12°	+ 42,5	+2,14	+2,11
— 3,52 »	470	1,499, à 13°	+ 44,3	+1,98	+1,95
+ 4,11 »	431	1,452, à 12°,5	+ 50	+1,44	+1,41
— 5,20 »	379	1,392, à 12°,5	+ 60	+0,98	+0,95
+ 7,02 »	307,05	1,307, à 14°,5	+ 39	+0,60	+0,75
+ 11,00 »	221	1,215, à 15°	+ 60	+0,16	+0,13
+ 15,3 »	169	1,167 à 10°	+ 79	—0,035	+0,06
+ 15,3 »	»	»	+ 17	+0,045	—0,06
+ 32,3 »	»	»	+ 21	—0,035	—0,06
+ 46 »	»	1,062	+ 46	—0,03	—0,03
+ 48 »	»	»	+ 48	—0,035	—0,03
+ 54 »	»	1,053	+ 54	—0,028	—0,03
+ 64,6 »	»	1,044	+ 65	—0,024	—0,025
+ 55,3 (1 éq. = 1^{lit}).	»	1,052, à 11°,5	+ 56	—0,026	—0,025
+ 111 (1 éq. = 2^{lit}).	»	1,026	+ 110 H^2O	—0,00	—0,00

La formule empirique

$$Q = \frac{23}{n^2}$$

représente assez fidèlement les nombres obtenus jusque vers $n = 11$. Au delà, il faut ajouter un terme correctif, tel que $-\frac{23}{10n}$; enfin la formule se réduit sensiblement à ce dernier terme, depuis $n = 32$.

Chaleur spécifique des solutions de potasse :

Hammerl, *C. R.*, XC, 694; 1880.

$$C = 18n - 28,08 + \frac{421,11}{n} - \frac{1027,74}{n^2}.$$

AMALGAMES ALCALINS.

B., *A*. [5], XVIII, 433; 1879.

			Cal
$Hg^{12}K = 2439,1$	Hg^{12} liq. + K	$= Hg^{12}K$ crist....	+34,6
		Hg solide..	+27,9
$Hg^4K = 839,1$	Hg^4 liq. + K	$= Hg^4K$ solide....	+29,7
		Hg »	+27,5
$Hg^6Na = 1239$	Hg^6 liq. + Na	$= Hg^6Na$ crist....	+21,9
		Hg solide...	+18,5
$Hg^4Na = 839$	Hg^4 liq. + Na	$= Hg^4Na$ crist....	+21,1
		Hg solide...	+19,0
$Hg^7Na^4 = 1492$	Hg^7 liq. + Na^4	$= Hg^7Na^4$ crist...	+61,1
		Hg solide...	+57,2 ou −14,3×4

Réactions mesurées. — Action des amalgames sur l'acide chlorhydrique étendu :

$Hg^{12}K$ dégage.. $+27^{Cal},2$

Hg^6Na dégage.. $+35^{Cal},2$ etc.

			Cal
Dissolution de $Hg^{12}K$	dans 4 fois	son poids de mercure, absorbe.....	−8,3
» »	dans 20 fois	»	−9,0
Dissolution de Hg^6Na	dans 3 fois	»	−2,8
» »	dans 18 fois	»	−2,9

CHLORURE.

KCl = 74,6.

K + Cl = KCl solide.. +105,7 dissous.. +101,2

Réactions mesurées :

		Cal
I.	H + Cl + eau = HCl étendu.......... ..	+ 39,4
II.	$H^2 + O = H^2O$..........................	+ 69,0
III.	$K + H^2O$ + eau = KOH étendue + H	+ 48,1
IV.	HCl étendu + KOH étendue = KCl dissous + H^2O, à 18°...........	+ 13,7

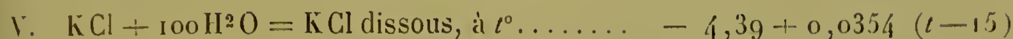
Th. U., I. 316.

Neutralisation :

HCl étendu + KOH étendue
= KCl dissous + H^2O, à $t°$ .... + 13,6 − 0,05 $(t - 20)$

B., *A*. [6], I, 97; 1894.

Dissolution :


V. $KCl + 100H^2O = KCl$ dissous, à $t°$........ $-4,39 + 0,0354\ (t-15)$

B. et IL., *A.* [5], XXIX, 301; 1883.


Br^2 liquide dissous dans KCl (1 équiv. = 2^{lit})................ $+1^{Cal},18$

C'est la même quantité que dans l'eau pure.

B., *A.* [6], XVII, 445; 1889.

BROMURE.


$KBr = 119,1.$


K + Br liquide = KBr solide ...... $+95^{Cal},6$ dissous..... $+90^{Cal},4$


K + Br gaz = KBr sol............ $+99^{Cal},3$ dissous..... $+94^{Cal},1$

Réactions mesurées :


	Cal
I. H + Br liq. + eau = HBr étendu	+28,6
II. $H^2 + O = H^2O$	+69,0
III. $K + H^2O$ + eau = KOH diss. + H......................	+48,1



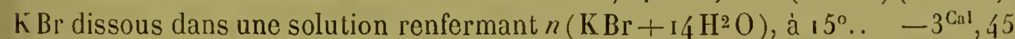

Neutralisation :


HBr étendu + KOH étendue


= KBr dissous + H^2O................................ $+13,7$ (B.)

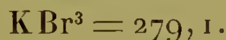
Dissolution :

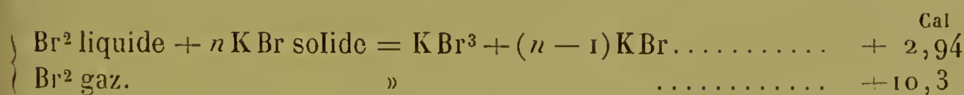

$KBr + 100H^2O = KBr$ dissous........ $-5,24 + 0,038\ (t-15)$ (B. et Il).


KBr dissous dans une solution renfermant $n(KBr + 14H^2O)$, à 15°.. $-3^{Cal},45$

B., *A.* [5], XXI, 379; 1880.

TRIBROMURE.


$KBr^3 = 279,1.$


	Cal
Br^2 liquide + nKBr solide = $KBr^3 + (n-1)KBr$...........	+ 2,94
Br^2 gaz. »	+10,3



B., *A.* [5], XXI, 378; 1880.


Br^2 liq. dissous dans $5(KBr + 14H^2O)$, à 15°................ $+3,53$

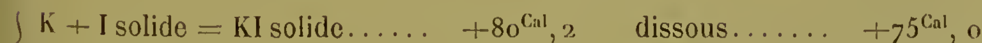
B., *A.* [6], XVII, 444; 1889.

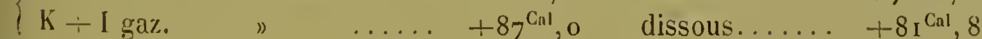

Br^2 liq. dissous dans $6(KBr + 110H^2O)$, à 10°................ $+2,7$

B., *A.* [6], XVII, 444; 1889.

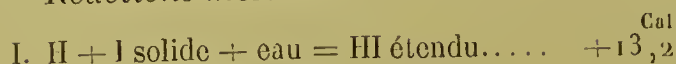
IODURE.


$KI = 166,1.$


K + I solide = KI solide...... $+80^{Cal},2$ dissous....... $+75^{Cal},0$

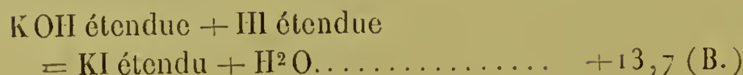

K + I gaz. » ...... $+87^{Cal},0$ dissous....... $+81^{Cal},8$

Réactions mesurées :


I. $H + I$ solide $+$ eau $= HI$ étendu..... $+13^{Cal},2$

II, III. Comme ci-dessus.

Neutralisation :

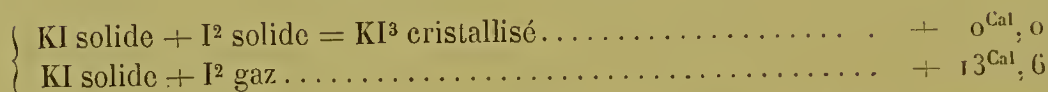

KOH étendue $+ HI$ étendue
$= KI$ étendu $+ H^2O$................ $+13,7$ (B.)

Dissolution :

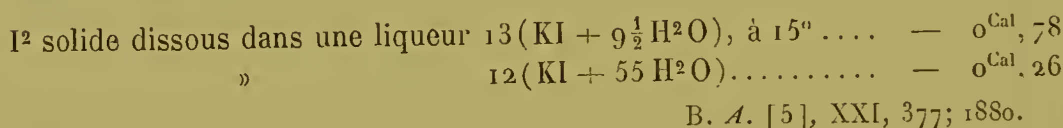

$KI + 100H^2O = KI$ dissous, à t^o....... $-5,18 + 0,036\ (t - 15)$ (B. et II).

TRIIODURE.


$KI^3 = 420,1$ ... cristallisé.

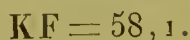

KI solide $+ I^2$ solide $= KI^3$ cristallisé.................... $+ 0^{Cal},0$
KI solide $+ I^2$ gaz................................. $+ 13^{Cal},6$

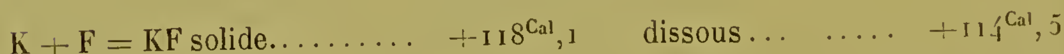
Réactions mesurées. — Dissolution successive de KI et I^2, d'une part, et de KI^3 cristallisé, d'autre part, dans la même solution étendue de KI.


I^2 solide dissous dans une liqueur $13(KI + 9\frac{1}{2}H^2O)$, à 15°.... $- 0^{Cal},78$
» $12(KI + 55H^2O)$.......... $- 0^{Cal},26$

B. *A.* [5], XXI, 377; 1880.

FLUORURE.


$KF = 58,1$.


$K + F = KF$ solide.......... $+118^{Cal},1$ dissous........ $+114^{Cal},5$

Réactions mesurées :

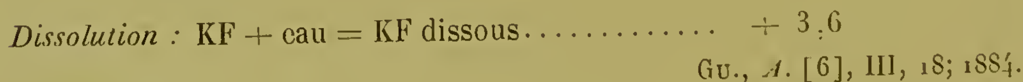

I. $H + F +$ eau $= HF$ étendu...................... $+50^{Cal},3$ (B. et Moissan.)

II, III. Comme plus haut.

Neutralisation :


KOH étendue $+ HF$ étendu........................ $+16,1$

Gu., *A.* [6], III, 18; 1884.


Dissolution : $KF +$ eau $= KF$ dissous............. $+3,6$

Gu., *A.* [6], III, 18; 1884.

Hydrate :


$KF.2H^2O +$ eau.............................. $- 1^{Cal},0$

FLUORHYDRATES DE FLUORURE.

KF. HF = 78,1 ... cristallisé.
KF.2HF = 98,1 ... cristallisé.
KF.3HF = 118,1 ... cristallisé.

	Cal		
KF sol. + HF gaz. = KF.HF crist....	+21,1	dissous..	+ 15,1 (Gu.)
KF » + 2HF » = KF.2HF crist...	+35,2	dissous..	+ 27,2 »
KF » + 3HF » = KF.3HF crist...	+47,1	dissous..	+ 38,5 »

Dissolution :

KF.HF + eau = dissolution........	— 6,0
KF.2HF + eau = »	— 8,0
KF.3HF + eau = »	— 8,6

Gu., *Bull. Soc. Ch.* [3], XIII, 114.

Combinaison .

KF dis. + HF diss. = KF.HF diss..	— 0,33
KF dis. + 5HF dissous = KF.HF dissous + 4HF dissous...	— 0,8
5KF dissous + HF dissous = KF.HF dissous + 4KF dissous...	— 0,54

FLUOSILICATE DE POTASSIUM.

$SiF^4.2KF = 220,2$.

	Cal
SiF^4 gaz. + 2KF solide	+ 52,8
SiF^4 gaz. + 2KF dissous..................................	+ 45,6

Neutralisation :

$SiF^4.2HF$ dis. + 2KOH dis. = $SiF^4.2KF$ préc. + $2H^2O$..... + 44,0

TRUCHOT, *C. R.*, XCVIII, 1330; 1884.

Sulfures.

MONOSULFURE.

$K^2S = 110,2$.

$K^2 + S = K^2S$ solide .... $+103^{Cal},5$ dissous........ $+113^{Cal},5$

SAB., *A.* [5], XXII, 25; 1881.

Réactions mesurées :

	Cal
I. $H^2 + O = H^2O$....................................	+ 69,0
II. $H^2 + S$ + eau = H^2S dissous...........................	+ 9,5

III et IV. Neutralisation et dissolution.

Neutralisation :

KOH dissoute + H^2S dissous = KHS dissous + H^2O	+ 7,7
2 KOH dissoute + H^2S diss. = K^2S diss. + 2 H^2O	+ 7,7

Dissolution :

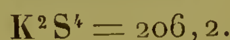
K^2S + eau (dissolution étendue)	+ 10,0
Dilution depuis la sol. concentrée ($K^2S + 7H^2O$) jusqu'à 400 H^2O.	— 2,3
Dilution depuis la sol. concentrée ($K^2S + 20H^2O$) jusqu'à 200 H^2O.	— 0,4

SABATIER, Mémoire cité, p. 40.

Hydrates :

$K^2S.5H^2O$ + eau (dissolution étendue)	— 5,2
$K^2S.2H^2O$ + eau »	+ 3,8

POLYSULFURE.



$K^2S^4 = 206,2.$

$K^2 + S^4 = K^2S^4$ solide	+ 118,6	dissous	+ 119,4
$K^2S + S^3 = K^2S^4$ solide	+ 15,1		

SABATIER.

Réaction mesurée :

Réactions de KI^3 dissous dans KI et de HCl étendu sur K^2S^4 diss. .	+ 31,6

Dissolution :

K^2S^4 + eau	+ 1,2

Hydrate :

$K^2S^4.\frac{1}{2}H^2O$ + eau	— 1,2

SULFHYDRATE.



$KHS = 72,1.$

$K + S + H = KHS$ sol.	+ 64^{Cal},5	dissous	+ 65,3

Dissolution :

KHS + eau (dissolution étendue)	+ 0,8
Dilution de la solution concentrée ($KHS + 2,8H^2O$) jusqu'à 200 H^2O.	— 0,07
Dilution de la solution concentrée ($KHS + 5H^2O$) jusqu'à 200 H^2O.	— 0,56

Hydrate :

$KSH.\frac{1}{4}H^2O$	+ 0,6

K^2S n'existe que dans les liqueurs très concentrées (Sab., Mé-

moire cité, p. 46 et 48). Dans les liqueurs étendues KHS subsiste seul, ou à peu près (*voir* le présent Volume, p. 62).

SÉLÉNIURE.

$K^2Se = 157,2.$

K^2 + Se met. = K^2Se sol.... $+79^{Cal},6$ dissous.... $+87^{Cal},9$

FAB., *A.* [6], X, 505; 1887.

Réactions mesurées :

	Cal
I. $H^2 + O = H^2O$	+69,0
II. H^2 + Se met. + eau = H^2Se dissous	−12,1

III et IV. Neutralisation et dissolution.

Neutralisation :

2KOH diss. + H^2Se diss. = K^2Se diss. + 2H^2O	+ 7,5
KOH diss. + H^2Se diss. = KSeH diss. + H^2O	+ 7,2

Dissolution :

K^2Se + eau	+ 8,5

Hydrates :

K^2Se. 9H^2O crist. + eau dissolution étendue	−19,2
K^2Se. 14H^2O crist. + eau dissolution étendue	−20,4
K^2Se. 19H^2O crist. + eau dissolution étendue	−29,3

SÉLÉNHYDRATE.

$KHSe = 119,1.$

K + H + Se met. + eau = KHSe dissous .... $+39^{Cal},5$

K^2Se n'existe pas dans les dissolutions étendues, KHSe y subsistant seul (*voir* le présent Volume, p. 64).

Oxysels des halogènes.

HYPOCHLORITE.

$ClOK = 90,6.$

Cl + O + K + eau = ClOK dissous	$+89^{Cal},35$
ClOK dissous = KCl dissous + O	$+11^{Cal},85$

B., *A.* [5], V, 335; 1875.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$Cl + O + H +$ eau $= ClOH$ étendu	+ 31,65
II.	$K + O + H = KOH$ étendue	+117,1
III.	$H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
IV.	Neutralisation.	

Neutralisation :

$ClOH$ diss. + KOH diss. = $ClOK$ diss. + H^2O .... + 9,6

CHLORATE.



$ClO^3K = 122,6.$

$Cl + O^3 + K = ClO^3K$ solide....	$+93^{Cal},8$	dissous..	$+83^{Cal},8$
$ClO^3K = KCl + O^3$	$+11^{Cal},9$	sels dissous..	$+17^{Cal},4$

Réactions mesurées :

I. $Cl + O^3 + H +$ eau $= ClO^3H$ dissous .... + 22,0 etc.

II et III. Neutralisation et dissolution.

B., *A.* [5], X, 378; 1877.

Neutralisation :

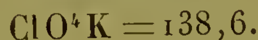
KOH dissoute + ClO^3H dissous = ClO^3K dissous + H^2O..... + 13,7 (B.).

Dissolution :

ClO^3K + eau .... — 9,95

B., *A.*, [5], IV, 103; 1875.

PERCHLORATE.



$ClO^4K = 138,6.$

$Cl + O^4 + K = ClO^4K$ sol ...	$+113^{Cal},5$	dissous......	$+101^{Cal},4$
$ClO^4K = KCl + O^4$.........	$-7^{Cal},8$	sels dissous...	$-0^{Cal},2$

B., *A.* [5], XXVII, 226; 1882.

Réactions mesurées :

I. $Cl + O^4 + H +$ eau $= ClO^4H$ dissous .... + 39,1 etc. (Cal)

II, III. *Neutralisation. Dissolution.*

Neutralisation :

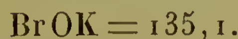
KOH dis. + ClO^4H dis. = ClO^4K dis. + H^2O.............. + 14,25

Dissolution :

ClO^4K + eau .... — 12,1

B., même Mémoire, p. 219.

HYPOBROMITE.


$BrOK = 135,1.$

	Cal
Br liquide + O + K = Br OK dissous	+86,8
Br gaz	+90,5
Br OK dissous = K Br dissous + O	+ 3,6

B., *A.* [5], XIII, 19; 1878.

Réactions mesurées :

		Cal
I.	Br^2 liquide + 2 K OH dissoute = Br OK diss. + K Br diss.	+ 72,0
II.	Br liquide + K + eau = K Br dissous	+ 90,4 etc.
III.	*Neutralisation.* On admet : Br OH dis. + K OH dissoute.	+ 9,6

BROMATE.


$BrO^3K = 167,1.$

	Cal		Cal
Br liquide + O^3 + K = Br O^3 K sol	+84,3	dissous	+74,4
Br gaz	+88,0	»	+78,1
Br O^3 K = K Br + O^3	+11,3	sels diss.	+16,0

B., *A.* [5], XIII, 19; 1878.

Réactions mesurées :

	Cal
I. Br liquide + O^3 + H + eau = Br O^3 H étendu	+12,5 etc.

II. III. *Dissolution. Neutralisation.*

Neutralisation :

K OH dis. + Br O^3 H dis. = Br O^3 K diss. + H^2O	+13,8

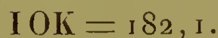
Th. U., I, 242.

Dissolution :

Br O^3 K + eau	— 9,85

B., Mémoire cité.

HYPOIODITE.

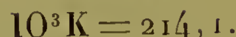

$IOK = 182,1.$

	Cal
I solide + O + K = I OK dissous	+87,7 — α
I gaz	+91,5 — α
K I dissous + O = I OK dissous	+12,7 — α

Réactions mesurées :

I.	I^2 sol. + 2 K OH étendue = I OK dissous + K I diss. + H^2O.	= — (2^{Cal},5 + α)
II.	K + I solide + eau = K I dissous	+ 75^{Cal},0 etc.

IODATE.


$IO^3K = 214,1$.

	Cal		Cal
I solide + O^3 + K = IO^3K..	+126,1	dissous..	+120,1
I gaz....................	+132,9	» ..	+126,9
IO^3K = KI + O^3...........	+ 45,9	sels diss.	+ 45,5

Réactions mesurées :


I. I + O^3 + H + eau = IO^3H dissous............. + 57,7 etc.

II, III. *Neutralisation. Dissolution.*

B., *A.* [5], XIII, 24; 1878.

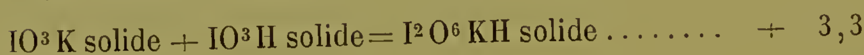
Neutralisation :


KOH dis. + IO^3H diss. = IO^3K diss. + H^2O........ + 14,3

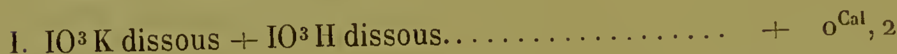
Dissolution :


IO^3K + eau...................................... — 6,05

Sel acide : I^2O^6KH.


IO^3K solide + IO^3H solide = I^2O^6KH solide........ + 3,3

Réactions mesurées :


I. IO^3K dissous + IO^3H dissous.................. + 0^Cal^,2

II. *Dissolution.*

B., *A.* [5], XIII, 25; 1878.

Dissolution :


$IO^3K.IO^3H$ + eau.............................. — 11^Cal^,8

PERIODATE.


$IO^4K = 230,1$.

	Cal
I + O^4 — K + eau = IO^4K dissous...............	+107,7
I gaz..	+114,5
$I^2 + O^9 + K^4$ + eau = $I^2O^7, 2K^2O$ (ou $2IO^4K$) diss.	+423,6 ou +212,8×2
I^2 gaz.......................................	+437,2 ou +218,6×2

Réactions mesurées :


I. I + O^4 + H + eau = IO^4H dissous............ + 53,5 etc.

II. *Neutralisation.*

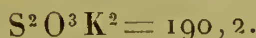
Neutralisation :

IO^4H dissous +	KOH dissoute	....	+ 5,15
»	2 KOH dissoute	....	+ 26,6
»	3 »	....	+ 29,7
»	5 »	....	+ 32,0

Th. U., I, 245.

Oxysels du soufre.

HYPOSULFITE.


$S^2O^3K^2 = 190,2.$


$S^2 + O^3 + K^2 = S^2O^3K^2$ solide... $+272^{Cal},2$ dissous... $+267,2$

Réactions mesurées :

I. *Voir* acide hyposulfureux, p. 96.

II. On admet que la chaleur de *neutralisation* de cet acide par la potasse a la même valeur que pour la soude.

III. *Dissolution.*


$S^2O^3K^2$ + eau .... $-\ 5^{Cal},0$

B., *A.* [6], I, 81 ; 1884.


Hydrate : $S^2O^3K^2.H^2O$ + eau .... $-\ 6^{Cal},2$ (B.).

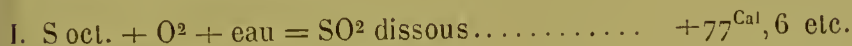
B., *A* [5], IX, 157 ; 1876.

SULFITE.


$SO^3K^2 = 158,2.$


$S + O^3 + K^2 = SO^3K^2$ solide....... $+273^{Cal},2$ dissous.... $+274^{Cal},6$

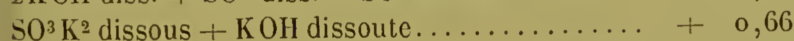
Réactions mesurées :


I. S oct. $+ O^2 +$ eau $= SO^2$ dissous............ $+77^{Cal},6$ etc.

II, III. *Neutralisation. Dissolution.*

Neutralisation :


$2KOH$ diss. $+ SO^2$ diss. $= SO^3K^2$ diss. $+ H^2O$.. $+\ 31^{Cal},8$


SO^3K^2 dissous $+ KOH$ dissoute................ $+\ 0,66$

B., *A.* [6], I, 74 ; 1884.

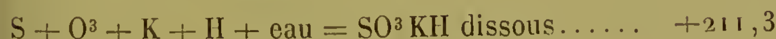
Dissolution :


SO^3K^2 + eau .... $+\ 1,4$

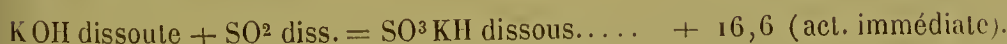
B., *A.* [6], I, 73 ; 1884.


Hydrate : $SO^3K^2.H^2O$ + eau.................. $+\ 1,1$


Bisulfite : $SO^3KH = 120,1.$

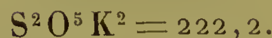

$S + O^3 + K + H$ + eau $= SO^3KH$ dissous...... $+211,3$

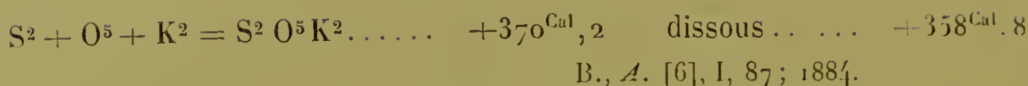
Réaction mesurée ;


KOH dissoute $+ SO^2$ diss. $= SO^3KH$ dissous..... $+\ 16,6$ (act. immédiate).

B., *A.* [6], I, 82 ; 1884.

PYROSULFITE.

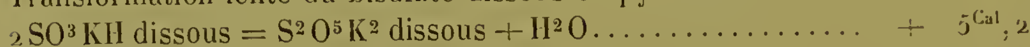

$S^2O^5K^2 = 222,2.$


$S^2 + O^5 + K^2 = S^2O^5K^2$...... $+370^{Cal},2$ dissous.. ... $+358^{Cal},8$

B., *A.* [6], I, 87; 1884.

Réaction mesurée : action comparée de KOH dissoute sur ce sel dissous et sur le bisulfite dissous; d'où l'on conclut

Transformation lente du bisulfite dissous en pyrosulfite :

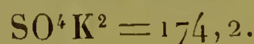

$2SO^3KH$ dissous $= S^2O^5K^2$ dissous $+ H^2O$.................. $+ 5^{Cal},2$

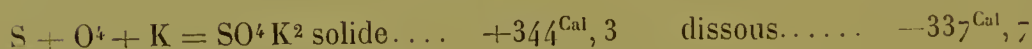
Dissolution :


$S^2O^5K^2 +$ eau.. $- 11^{Cal},4$

Sulfates.

SULFATE NEUTRE.


$SO^4K^2 = 174,2.$

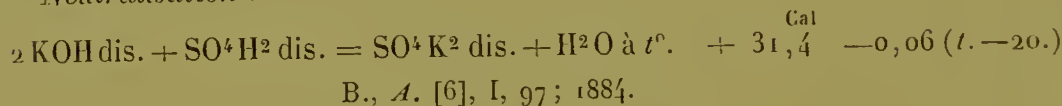

$S + O^4 + K = SO^4K^2$ solide.... $+344^{Cal},3$ dissous...... $+337^{Cal},7$

Réactions mesurées :


I. $S + O^4 + H^2 +$ eau $= SO^4H^2$ dissous...................... $+210,1$ etc.

II, III. *Neutralisation. Dissolution*, etc.

Neutralisation :


$2KOH$ dis. $+ SO^4H^2$ dis. $= SO^4K^2$ dis. $+ H^2O$ à t^o. $+ 31^{Cal},4$ $-0,06\,(t - 20.)$

B., *A.* [6], I, 97; 1884.

Dissolution :


$SO^4K^2 + 200H^2O$, à t^o........................ $- 6,58 + 0,073\,(t - 15.)$

B. et IL., *A.* [5], XXIX, 305; 1883.

BISULFATE.


$SO^4KH = 136,2.$


$S + O^4 + K + H = SO^4KH$ solide... $+276^{Cal},1$ dissous... $+272^{Cal},9$

Réactions mesurées :

I, II. Formation de SO^4K^2 et de SO^4H^2.

III, IV. *Neutralisation. Dissolution.*

Neutralisation.

	Cal
KOH diss. + SO^4H^2 diss. = SO^4KH diss. + H^2O	+ 14,7
» en présence de 5 SO^4H^2	+ 13,8
» en présence de 5 SO^4K^2	+ 13,5

B., *A.* [4], XXX, 435; 1873.

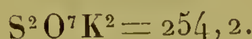
Ces nombres varient avec la proportion de l'eau et celle de l'acide, ou du sel neutre excédant.

Dissolution :

SO^4KH + eau .... — 3,23

B., *A.* [5], IV, 106; 1875.

PYROSULFATE.



$S^2O^7K^2 = 254,2$.

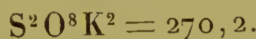
	Cal
$S^2 + O^7 + K^2 = S^2O^7K^2$	+ 474,2
SO^3 solide + SO^4K^2	+ 26,1
SO^3 gaz + SO^4K^2	+ 37,9
$S^2O^7K^2 + H^2O$ liquide = 2 SO^4KH	+ 10,0
» H^2O solide	+ 8,7

B., *A.* [4], XXX, 442; 1873.

Réactions mesurées :

I. II, III. Formation de SO^4K^2, de SO^3, de SO^4KH dissous, etc.
IV. Dissolution de SO^4K^2.
V. Dissolution de SO^3 dans l'eau (p. 92).
VI. *Dissolution* du sel dans KOH étendue .... — $1^{Cal},56$

PERSULFATE.



$S^2O^8K^2 = 270,2$.

$S^2 + O^8 + K^2 = S^2O^8K^2$ solide.. $+454^{Cal},5$ dissous.. $+440^{Cal},0$

B., *A.* [6], XXVI, 541; 1892.

Réactions mesurées :

I. Formation de $S^2O^8H^2$ dissous (p. 94), etc.
II, III. *Neutralisation. Dissolution.*

Neutralisation :

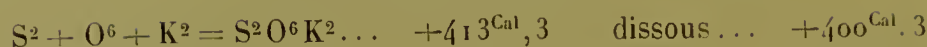
2 KOH diss. + $S^2O^8H^2$ diss. = $S^2O^8K^2$ diss. + H^2O ...... + $27^{Cal},4$

Dissolution :

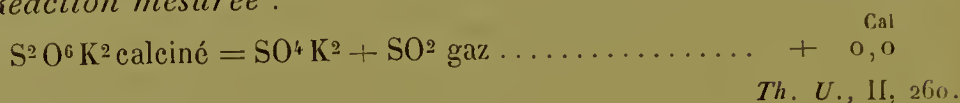
$S^2O^8K^2$ + eau, à 9° .... — $14^{Cal},55$

HYPOSULFATE OU DITHIONATE.


$S^2O^6K^2 = 238,2.$

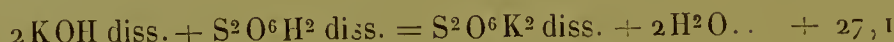

$S^2 + O^6 + K^2 = S^2O^6K^2$... $+413^{Cal},3$ dissous... $+400^{Cal},3$

Réaction mesurée :


$S^2O^6K^2$ calciné $= SO^4K^2 + SO^2$ gaz .... $+\ 0^{Cal},0$

Th. U., II, 260.

Neutralisation :

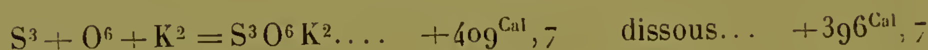

$2KOH$ diss. $+ S^2O^6H^2$ diss. $= S^2O^6K^2$ diss. $+ 2H^2O$.. $+\ 27,1$

Dissolution :


$S^2O^6K^2$ + eau (Th.) .... $-\ 13,0$

TRITHIONATE.


$S^3O^6K^2 = 270,2.$


$S^3 + O^6 + K^2 = S^3O^6K^2$.... $+409^{Cal},7$ dissous... $+396^{Cal},7$

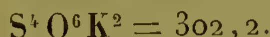
Voir acide trithionique, p. 97 (B.).

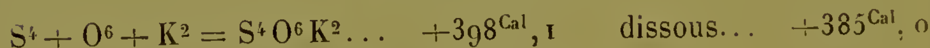
Dissolution :


$S^3O^6K^2$ + eau .... $-\ 13^{Cal},0$

B., *A.* [6], XVII, 443; 1889.

TÉTRATHIONATE.


$S^4O^6K^2 = 302,2.$


$S^4 + O^6 + K^2 = S^4O^6K^2$... $+398^{Cal},1$ dissous... $+385^{Cal},0$

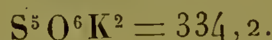
Voir acide tétrathionique, p. 98 (B.).

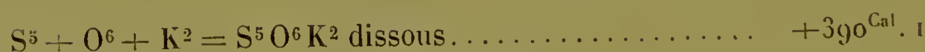
Dissolution :


$S^4O^6K^2$ + eau .... $-\ 13^{Cal},15$

Th. U., III. 192.

PENTATHIONATE.


$S^5O^6K^2 = 334,2.$


$S^5 + O^6 + K^2 = S^5O^6K^2$ dissous .... $+390^{Cal},1$

Voir acide pentathionique, p. 98 (B.).

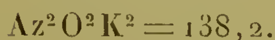
Dissolution :


$S^5O^6K^2 . 1\frac{1}{2}H^2O$ + eau .... $-\ 13^{Cal},1$

B., *A.* [6], XVII, 458 : 1889.

Oxysels de l'azote.

HYPOAZOTITE.


$Az^2O^2K^2 = 138,2.$

$Az^2 + O^2 + K^2 +$ eau $= Az^2O^2K^2$ dissous.................... $+116^{Cal},2$
Formation de l'acide hypoazoteux (p. 103).

Neutralisation :

$Az^2O^2H^2$ diss. $+ 2KOH$ diss.............................. $+ 15^{Cal},6$

B., *A.* [6], XVIII, 571 ; 1889.

AZOTITE.

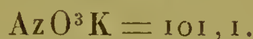

$AzO^2K = 85,1.$

$Az + O^2 + K +$ eau $= AzO^3K$ dissous........................ $+ 88^{Cal},9$
Formation de l'acide azoteux (p. 104).

Neutralisation :

AzO^2H diss. $+ KOH$ diss. (*voir* ce Volume, p. 105).......... $+ 10^{Cal},5$

AZOTATE.


$AzO^3K = 101,1.$

Ce sel se présente sous deux états cristallisés : rhomboédrique et prismatique.

$Az + O^3 + K = AzO^3K$ sol. prismatique.. $+119^{Cal},0$ diss. $+110^{Cal},7$
La transformation du nitre rhomboédrique en nitre prismatique, vers 125°-130°, dégage.................................. $+ 1^{Cal},20$

BELLATI et ROMANESE, *Jahresb. für* 1885 ; p. 220.

Chaleur de fusion de l'azotate de potasse (P.)................ $4^{Cal},94$

Réactions mesurées :

I. Formation de AzO^3H (p. 107).

II et III. Neutralisation et dissolution.

Neutralisation :

KOH dissoute $+ AzO^3H$ diss. $= AzO^3K$ diss. $+ H^2O$........... $+ 13^{Cal},8$

B., *A.* [4], XXIX, 440 ; 1873.

Dissolution :

$AzO^3K +$ eau.. $- 8^{Cal},3$

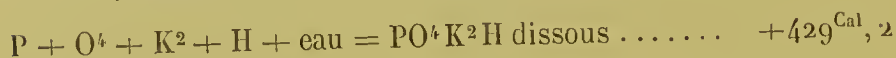
B., *A.* [5], IV, 101 ; 1875.

PHOSPHATES DE POTASSE NORMAUX.

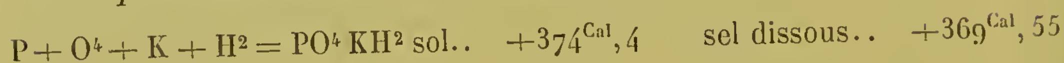
Phosphate tribasique : $PO^4K^3 = 192,3$.


$P + O^4 + K^3 + \text{eau} = PO^4K^3$ dissous.............. $+483^{Cal},6$

Phosphate bibasique : $PO^4K^2H = 152,2$.


$P + O^4 + K^2 + H + \text{eau} = PO^4K^2H$ dissous .... $+429^{Cal},2$

Phosphate monobasique : $PO^4KH^2 = 116,1$.


$P + O^4 + K + H^2 = PO^4KH^2$ sol.. $+374^{Cal},4$ sel dissous.. $+369^{Cal},55$

Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide phosphorique (p. 114).
II. On admet les mêmes nombres pour la neutralisation de la potasse et de la soude (p. 115).

Dissolution :


$PO^4KH^2 + \text{eau}$ .... $-\ 4^{Cal},85$ (Graham).

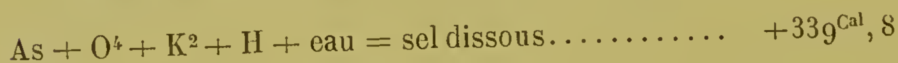
On n'a pas mesuré les nombres thermiques, relatifs aux MÉTAPHOSPHATE et PYROPHOSPHATES DE POTASSE.

ARSÉNIATES DE POTASSE NORMAUX.

Arséniate tribasique : $AsO^4K^3 = 236,3$.


$As + O^4 + K^3 + \text{eau} =$ sel dissous................. $+396^{Cal},2$

Arséniate bibasique : $AsO^4K^2H = 196,2$.


$As + O^4 + K^2 + H + \text{eau} =$ sel dissous............ $+339^{Cal},8$

Arséniate monobasique : $AsO^4KH^2 = 160,1$.

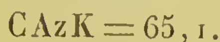

$As + O^4 + K + H^2 = AsO^4KH^2$ sol.. $+284^{Cal},0$ dissous .. $+279^{Cal},1$

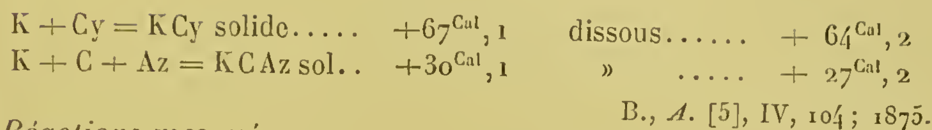
Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide arsénique (p. 119).
II. Mêmes valeurs pour la neutralisation de la potasse et de la soude (p. 119).
Dissolution : $AsO^4KH^2 + \text{eau}$.................... $-\ 4^{Cal},9$ (Gr.).

CHROMATES DE POTASSE et autres sels potassiques, formés par des acides métalliques (*voir* les métaux correspondants).

CYANURE.


$CAzK = 65,1.$



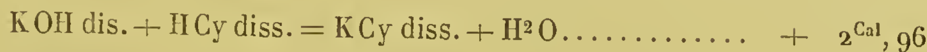
K + Cy = KCy solide.....	$+67^{Cal},1$	dissous......	$+64^{Cal},2$
K + C + Az = KCAz sol..	$+30^{Cal},1$	»	$+27^{Cal},2$

B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

Réactions mesurées :

I, II, III. Chaleur de formation de HCy, H^2O, KOH.
IV, V. Neutralisation et dissolution.

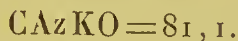
Neutralisation :

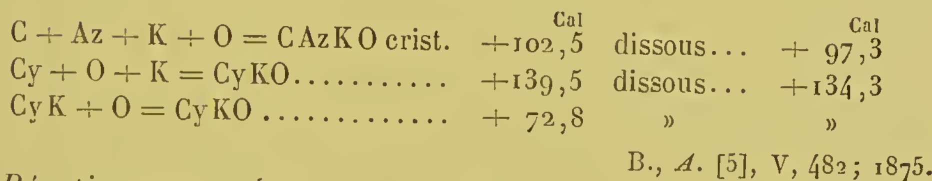

KOH dis. + HCy diss. = KCy diss. + H^2O............. $+ 2^{Cal},96$

Dissolution :


KCy + eau.................................... $- 2^{Cal},9$

CYANATE.

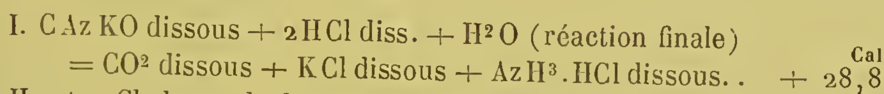

$CAzKO = 81,1.$



	Cal		Cal
C + Az + K + O = CAzKO crist.	+102,5	dissous...	+ 97,3
Cy + O + K = CyKO...........	+139,5	dissous...	+134,3
CyK + O = CyKO	+ 72,8	»	»

B., *A.* [5], V, 482; 1875.

Réactions mesurées :


I. CAzKO dissous + 2HCl diss. + H^2O (réaction finale)
= CO^2 dissous + KCl dissous + AzH^3.HCl dissous.. $+ 28{,}8^{Cal}$

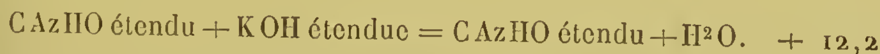
II, etc. Chaleurs de formation de H^2O, HCl, CO^2, AzH^3, KOH, et union de ces bases avec HCl. *Voir* plus haut : Formation de l'acide cyanique (p. 170).

Dissolution :


CAzKO + eau................................. $- 5,2$

B., *A.* [5], IV, 103; 1875.

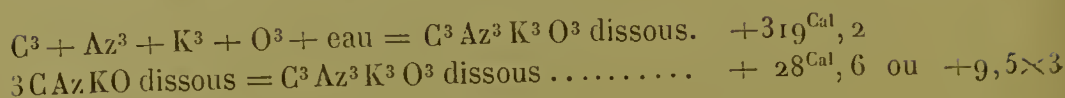
Neutralisation :


CAzHO étendu + KOH étendue = CAzHO étendu + H^2O. $+ 12,2$

D'après l'action de l'acide acétique (p. 170).

CYANURATES.

Sel tribasique : $C^3Az^3K^3O^3 = 243,3$.



$C^3 + Az^3 + K^3 + O^3 +$ eau $= C^3Az^3K^3O^3$ dissous. $+319^{Cal},2$

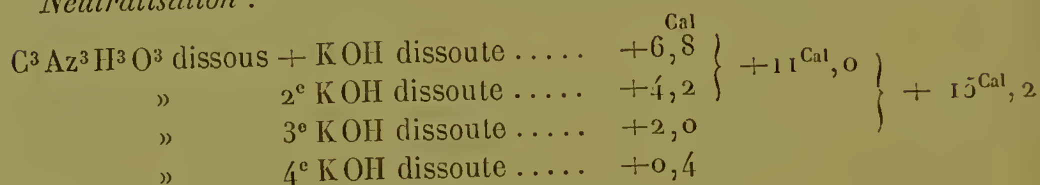
$3CAzKO$ dissous $= C^3Az^3K^3O^3$ dissous .... $+28^{Cal},6$ ou $+9,5\times3$

Réactions mesurées :

Lemoult, *C. R.*, CXXI, 351; 1895.

I. Formation de l'acide cyanurique (p. 172).
II. Neutralisation.

Neutralisation :



	Cal		
$C^3Az^3H^3O^3$ dissous + KOH dissoute	$+6,8$	$+11^{Cal},0$	$+15^{Cal},2$
» 2ᵉ KOH dissoute	$+4,2$		
» 3ᵉ KOH dissoute	$+2,0$		
» 4ᵉ KOH dissoute	$+0,4$		

Sel bibasique : $C^3Az^3K^2HO^3 = 205,2$.



$C^3 + Az^3 + K^2 + H + O^3$ sel crist .... $+262^{Cal},9$ diss .... $+254^{Cal},3$

Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide cyanurique.
II, III. Neutralisation, dissolution.

Dissolution :



$C^3Az^3K^2HO^3 +$ eau .... $-6^{Cal},2$

Sel monobasique : $C^3Az^3KH^2O^3 = 167,1$.

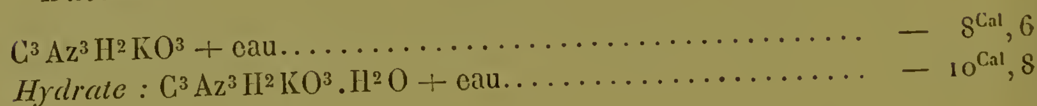


$C^3 + Az^3 + K + H^2 + O^3 =$ sel crist .. $+227^{Cal},4$ diss ... $+218^{Cal},8$

Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide cyanurique.
II, III. Neutralisation, dissolution.

Dissolution :

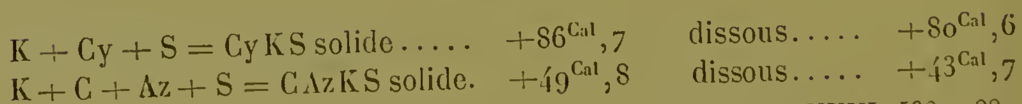


$C^3Az^3H^2KO^3 +$ eau .... $-8^{Cal},6$

Hydrate : $C^3Az^3H^2KO^3.H^2O +$ eau .... $-10^{Cal},8$

SULFOCYANATE.

$C^2AzKS = 97,1$.



$K + Cy + S = CyKS$ solide ..... $+86^{Cal},7$ dissous..... $+80^{Cal},6$

$K + C + Az + S = CAzKS$ solide. $+49^{Cal},8$ dissous..... $+43^{Cal},7$

Jo., *A.* [5], XXVI, 538; 1882.

II. *Neutralisation :* KOH dissoute + CyHS dissous....... $+14^{Cal},0$

III. *Dissolution :* CyKS + eau......................... $-6^{Cal},1$

III. IV, V. Chaleurs de formation de CAzHS (*voir* p. 174), H^2O, KOH.

FERROCYANURE.



$C^6Az^6FeK^4 = 368,4.$

$C^6 + Az^6 + Fe + K^4 = C^6Az^6FeK^4$ sol.	$+137^{Cal},2$	diss.	$+125^{Cal},2$
$Cy^6 + Fe + K^4 = Cy^6 + Fe + K^4$ sol..	$+358^{Cal},9$	diss.	$+346^{Cal},9$

B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

Dissolution : Cy^6FeK^4 + eau.......................... $-12^{Cal},0$

Hydrate : $Cy^6FeK^4.3H^2O$ + eau...................... $-16^{Cal},9$

(*Voir* le fer, p. 294.)

FERRICYANURE.



$C^6Az^6FeK^3 = 329,3.$

$C^6 + Az^6 + Fe + K^3 = C^6Az^6FeK^3$ sol.	$+41^{Cal},6$	diss.	$+27^{Cal},2$
$Cy^6 + Fe + K^3 = Cy^6FeK^3$ sol........	$+263^{Cal},3$	diss.	$+248^{Cal},9$ (Jo.)

Jo., *A.* [5], XXVI, 520; 1882.

Dissolution : Cy^6FeK^3 + eau.......................... $-14^{Cal},4$

(*Voir* le fer, p. 296.)

Sels carbonés.

CARBONATES DE POTASSE.

Sel bibasique : $CO^3K^2 = 138,2.$

C (diam.) + $O^3 + K^2 = CO^3K^2$ sol..... $+278^{Cal},8$ diss. $+285^{Cal},3$

Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide carbonique (p. 129).

Neutralisation :

CO^2 diss. + KOH dissoute...................... + 11,0

CO^2 diss. + 2KOH diss......................... + 20,2

B., *A.* [5], IV, 111; 1875.

Dissolution : CO^3K^2 + eau, à t^o.............. $+6^{Cal},5$ $+0,074\ (t-15)$

B. et Ilosv., *A.* [5], XXIX, 305; 1883.

Hydrate : $CO^3K^2.1\frac{1}{2}H^2O$ + eau .... $-$ 0,5

Sel monobasique : $CO^3KH = 100,1.$

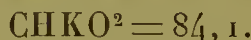
$C + O^3 + K + H = CO^3KH$ sol...... $+233^{Cal},3$ diss. $+228^{Cal},0$

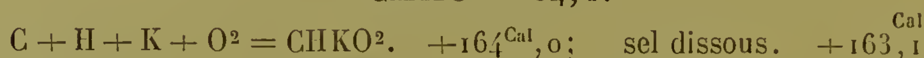
Dissolution : CO^3KH + eau .... $-$ 5,3

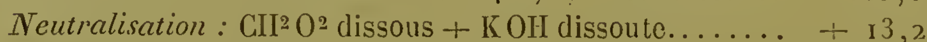
B., *A.* [5], IV, 111; 1875.

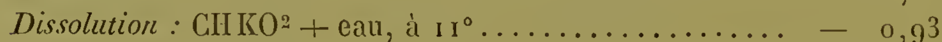
Les valeurs suivantes supposent pareillement connue la chaleur de formation par les éléments des acides correspondants (p. 130, 131, 132).

FORMIATE DE POTASSE.


$CHKO^2 = 84,1$.

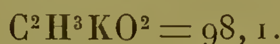

$C + H + K + O^2 = CHKO^2$. $+164^{Cal},0$; sel dissous. $+163^{Cal},1$

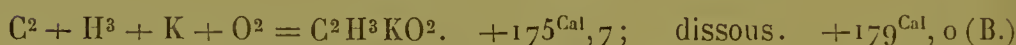

Neutralisation : CH^2O^2 dissous $+$ KOH dissoute........ $+ 13,2$


Dissolution : $CHKO^2$ + eau, à 11°.................... $- 0,93$

B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

ACÉTATE DE POTASSE.


$C^2H^3KO^2 = 98,1$.

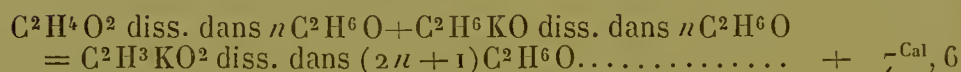

$C^2 + H^3 + K + O^2 = C^2H^3KO^2$. $+175^{Cal},7$; dissous. $+179^{Cal},0$ (B.)


Neutralisation : $C^2H^4O^2$ diss. + KOH diss............. $+13^{Cal},3$

B., *A.* [5], IV, 94; 1875.


» à $t°$.. $+13^{Cal},3 - 0,006(t - 20)$

B., *A.* [6], I, 97; 1884.

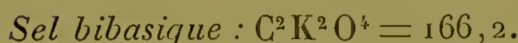

$C^2H^4O^2$ diss. dans $nC^2H^6O + C^2H^6KO$ diss. dans nC^2H^6O
$= C^2H^3KO^2$ diss. dans $(2n+1)C^2H^6O$.............. $+ 7^{Cal},6$

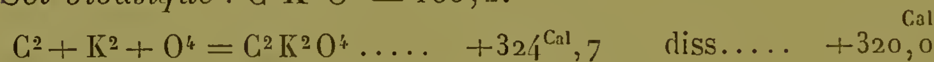
DEVENTER et REICHER, *Z. phys. Ch.*, VIII, 536.

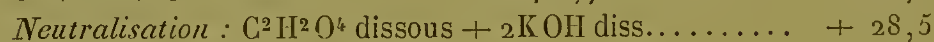

Dissolution : $C^2H^3KO^2$ + eau......................... $+ 3^{Cal},3$ (B.)


Dissolution de $C^2H^3KO^2$ dans $90C^2H^6O$, à 11°........ $-0,95$ (D. et R.)

OXALATE DE POTASSE.


Sel bibasique : $C^2K^2O^4 = 166,2$.


$C^2 + K^2 + O^4 = C^2K^2O^4$..... $+324^{Cal},7$ diss..... $+320^{Cal},0$


Neutralisation : $C^2H^2O^4$ dissous + 2KOH diss.......... $+ 28,5$


$C^2H^2O^4$ dissous + KOH dissoute..................... $+ 13,8$

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.


Dissolution : $C^2K^2O^4$ + eau.......................... $- 4,74$ (B.)


Hydrate : $C^2K^2O^4.H^2O$ + eau......................... $- 7,73$ (B.)


Sel monobasique : $C^2KHO^4 = 128,1$.


$C^2 + K + H + O^4 = C^2HKO^4$ sol. $+266^{Cal},9$ diss.. $+257^{Cal},3$


C^2KHO^4 + eau.................................. $- 9,6$ (Gh.)

Quadroxalate. — Dissolution :


$C^2KHO^4.C^2H^2O^4$ + eau............................ $- 15,7$ (Gh.)

Pour les autres sels organiques, voir les acides correspondants.



CHAPITRE II.

SODIUM.

Sodium.

Poids atomique ou équivalent : Na = 23. Monovalent.

Poids moléculaire : 46.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (—34° à +15°) : 13,5 (R.).

Température de fusion : +96°,5.

Chaleur de fusion moléculaire (pour Na^2) : 1^{Cal},46 (Jo.).

Oxydes.

Anhydride : Na^2O = 62.

$Na^2 + O = Na^2O$ solide........ $+100^{Cal}$,9 dissous........ $+155^{Cal}$,9

BEKETOFF.

Réaction mesurée :

Na^2O + excès d'eau = Na^2O diss........................ $+ 55^{Cal}$,0

Peroxydes : Non étudiés.

Hydrate : NaOH = 40.

Chaleur de formation :

Na + O + H = NaOH solide.........	$+102^{Cal}$,7	dissous...	$+112^{Cal}$,5	
$Na^2 + O + H^2O$ = 2NaOH solide.....	+136,4	ou	+ 68,2	×2
» » dissoute...	+155,9	ou	+ 78	×2
$Na^2O + H^2O$ solide = 2NaOH solide...	+ 34,0	ou	+ 17	×2

Réactions mesurées :

I. Na + H^2O + eau = NaOH étendue..................... + 43,45

Th. U., III, 229.

Joannis a trouvé : $+42^{Cal}$,4.

A. [6], XII, 378; 1887.

II. NaOH + 145 H^2O, à 10°,5............................ + 9,78

B., *A.* [5], IV, 521; 1875.

Hydrate secondaire : $NaOH.H^2O$.



$NaOH + H^2O$ liq. $= NaOH.H^2O$.... $+ 3^{Cal},25$; H^2O sol... $+ 1^{Cal},9$

Dilution des solutions de soude, entre 10° *et* 12°.

B., *A.* [5], IV, 521; 1875.

Composition.	Poids de la soude $NaHO^2$ dans 1 kli.	Densité vers 14 degrés.	Quantité d'eau additionnelle (dissolvant).	Chaleur dégagée trouvée.	Chaleur dégagée calculée pour $200 H^2O^2$.
	gr			Cal	Cal
$NaHO^2 + 2,57 H^2O^2$ (saturée).	464	1,494	80 H^2O^2	+3,69	+3,59
2,84..............	439	1,470	86	+3,18	+3,09
3,29..............	404	1,436	64	+2,41	+2,13
4,09..............	358	1,383	75	+1,47	+1,37
5,58..............	285	1,312	59	+0,38	+0,18
8,78..............	200	1,220	46	—0,20	—0,42
15,4..............	126	1,140	76	—0,29	—0,40
18,4..............	»	»	61	—0,39	—0,49
27,8 ($2^{éq} = 1^{lit}$).....	»	1,088, à 7°	27,6	—0,24	—0,46
37,4..............	»	1,067	74	—0,245	—0,32
55,8 ($1^{éq} = 1^{lit}$).....	»	1,046	56	—0,145	—0,225
70,2..............	»	1,035	140	—0,155	—0,175
80................	»	»	80	—0,075	—0,10
111,4 ($1^{éq} = 2^{lit}$).....	»	1,023	111,5	—0,06	—0,08
223 ($1^{éq} = 4^{lit}$).......	»	»	223	—0,02	—0,02

La formule empirique

$$Q = \frac{23}{n^2}$$

représente les chaleurs dégagées à la température de 10° à 12°, et cela jusque vers $5,6 H^2O^2$.

Elle est la même que pour la potasse ; c'est-à-dire que : *les premiers travaux accomplis dans la dilution des solutions concentrées de potasse et de soude sont les mêmes,* malgré la différence qui existe entre les chaleurs de dissolution des hydrates solides.

Entre $5,6 H^2O^2$ et $18,4 H^2O^2$, il faut ajouter à la formule pour la soude un terme correctif, tel que $-0,60$. Au delà de ce point, le terme correctif $-\frac{23}{2n}$ suffit, et la formule finit même par se réduire à ce terme unique.

Chaleurs spécifiques des solutions de soude :

HAMMERL., *C. R.*, XC, 694; 1880.

$$C = 18n + 0,43 + \frac{159,85}{n} - \frac{235,77}{n^2}.$$

Alliages de potassium et de sodium.

Jo., *A.* [6], XII, 358.

	Métaux solides.	Métaux liquides.
	Cal	Cal
$Na^2 + K = Na^2K$ liquide	+ 1,5	+ 3,5
$Na + K = Na\ K$ liq	+ 3,2	+ 4,3
$Na + K^2 = Na\ K^2$ liq	+ 8,3	+ 10,2
$Na + K^3 = Na\ K^3$ liq	+ 10,2	+ 12,7

Il est probable que NaK et NaK^2 répondent à des alliages définis.

Réactions mesurées :

Action des alliages sur l'eau :

		Cal
Na^2K dégage	....	$+44,5 \times 3 = +133,5$
NaK	»	$+44,1 \times 2 = +88,2$
NaK^2	»	$+43,8 \times 3 = +131,4$
NaK^3	»	$+44,4 \times 4 = +177,6$

On a calculé ici les chaleurs de formation des alliages, d'après les nombres trouvés par Thomsen pour la réaction des métaux alcalins sur l'eau.

Ammoniaque et métaux alcalins : Ammoniures.

$Az + H^3 + Na = AzH^3Na$ .... $+ 17^{Cal},4$

$Az + H^3 + K^2 = AzH^3K$ .... $+ 18^{Cal},5$

Jo., *C. R.*, CIX, 967, 1889.

AzH^3 gaz. + Na sol. = AzH^3Na sol..	+5,2	AzH^3 liq..	+ 0,8
AzH^3 gaz. + K sol. = AzH^3K sol...	+6,3	AzH^3 liq..	+ 1,9

Réactions mesurées : la décomposition spontanée inverse.

AMIDURE.

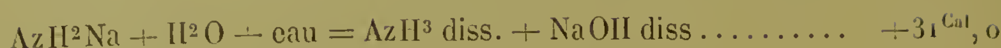


$AzH^2Na = 39.$

$Az + H^2 + Na$ sol. = AzH^2Na sol. .... $+ 33^{Cal},5$

Fo., *C. R.*, CXXI, 67; 1895.

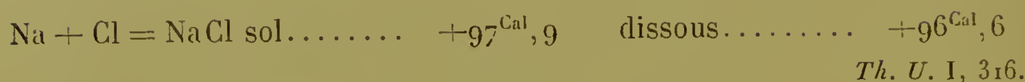
Réaction mesurée :


$AzH^2Na + H^2O +$ eau $= AzH^3$ diss. $+ NaOH$ diss .... $+31^{Cal},0$

Amalgames de sodium (*voir* p. 180).

CHLORURE.

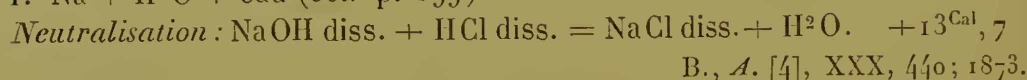

$NaCl = 58,5.$


$Na + Cl = NaCl$ sol .... $+97^{Cal},9$ dissous .... $+96^{Cal},6$

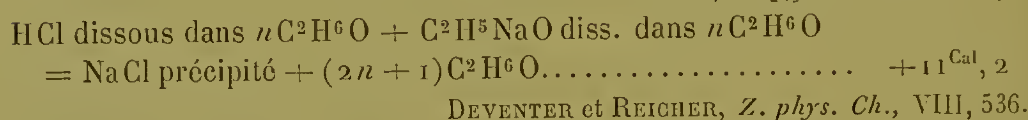
Th. U. I, 316.

Réactions mesurées :

I. $Na + H^2O +$ eau (*voir* p. 199).


Neutralisation : $NaOH$ diss. $+ HCl$ diss. $= NaCl$ diss. $+ H^2O$. $+13^{Cal},7$

B., *A.* [4], XXX, 440; 1873.


HCl dissous dans $nC^2H^6O + C^2H^5NaO$ diss. dans nC^2H^6O
$= NaCl$ précipité $+ (2n+1)C^2H^6O$ .... $+11^{Cal},2$

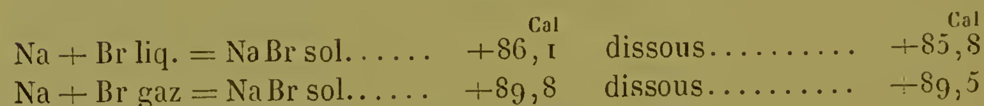
DEVENTER et REICHER, *Z. phys. Ch.*, VIII, 536.


Dissolution : $NaCl + 100H^2O$, à $t°$ .... $-1,26 + 0,0295\,(t - 15°)$

B. et IL., *A.* [5], XXIX, 302; 1883.

BROMURE.

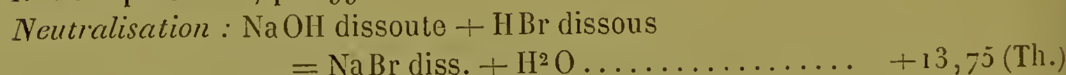

$NaBr = 103.$

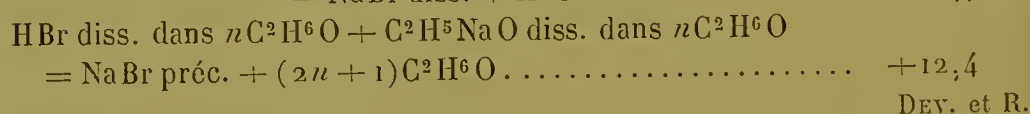


$Na + Br$ liq. $= NaBr$ sol......	Cal $+86,1$	dissous	Cal $+85,8$
$Na + Br$ gaz $= NaBr$ sol......	$+89,8$	dissous	$+89,5$

Réactions mesurées :

I. *Voir* plus haut, p. 199.


Neutralisation : $NaOH$ dissoute $+ HBr$ dissous
$= NaBr$ diss. $+ H^2O$ .... $+13,75$ (Th.)

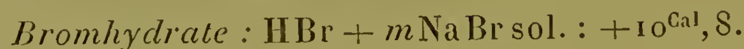

HBr diss. dans $nC^2H^6O + C^2H^5NaO$ diss. dans nC^2H^6O
$= NaBr$ préc. $+ (2n+1)C^2H^6O$ .... $+12,4$

DEV. et R.


Dissolution : $NaBr +$ eau .... $-0,3$

B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

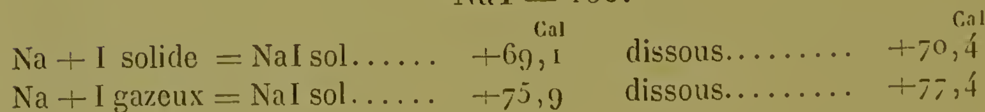

Hydrate : $NaBr.2H^2O +$ eau .... $-4,45$


Bromhydrate : $HBr + mNaBr$ sol. : $+10^{Cal},8$.

B., *A.* [5], XXIII, 101; 1881.

IODURE.


$NaI = 150.$



$Na + I$ solide $= NaI$ sol......	Cal $+69,1$	dissous	Cal $+70,4$
$Na + I$ gazeux $= NaI$ sol......	$+75,9$	dissous	$+77,4$

Neutralisation : $NaOH$ diss. + HI diss. = NaI diss. + H^2O. + $13^{Cal},7$
Th., B.

HI diss. dans nC^2H^6O + C^2H^5NaO diss. dans nC^2H^6O
= NaI préc. + $(2n+1)C^2H^6O$ .... + 11,2
Dev. et R.

Dissolution : NaI + eau .... + 1,3
B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

$NaI + nC^2H^6O$ .... + 4,6
Pick., *J. B. für* 1888, 322.

Hydrate : $NaI.2H^2O$ + eau .... — 4,0 (B.)

PÉRIODURE.

$m(NaI.25H^2O)$ (liqueur) + I^2 .... — 0,8
Pigeon, *A.* [7], II, 495; 1894.

FLUORURE.

$NaF = 42$.

$Na + F = NaF$ solide...... $+110^{Cal},7$ dissous....... $+110^{Cal},1$
Neutralisation : $NaOH$ diss. + HF diss. = NaF diss. + H^2O. + 16,3
Th. U., I, 157.

$NaOH$ dissous + $2HF$ diss. = $NaF.HF$ diss. + H^2O....... + 16,0
Gu., *A.* [6], III, 30, 1884.

Dissolution : NaF + eau .... — 0,6

FLUORHYDRATE.

$NaF.HF = 62$.

$NaF + HF$ gaz. = $NaF.HF$ solide .... $+ 17^{Cal},1$
Dissolution : $NaF.HF$ + eau .... $- 6^{Cal},2$ (Gu.)

FLUOSILICATE.

$SiF^4.2NaF = 188$.

$SiF^4 + 2NaF = SiF^4.2NaF$ solide .... $+ 35^{Cal},4$

Neutralisation :

$SiF^4.2HF$ diss. + $2NaOH$ diss. = sel solide .... $+ 31^{Cal},6$

Pour la chaleur de formation de SiF^4 et de $SiF^4.2HF$, *voir* p. 152.

En présence de $6NaOH$ dissoute, tout le fluor de l'acide fluosilicique est changé en fluorure.

TRUCHOT, *C. R.*, XCVIII, 332; 1884.

Sulfures.

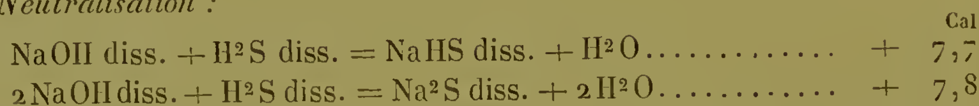
MONOSULFURE.


$Na^2S = 78$.


$Na^2 + S = Na^2S$ sol......... $+89^{Cal},3$ dissous....... $+104^{Cal},3$

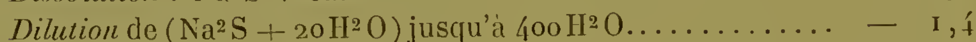
Réactions mesurées (*voir* p. 183) :

Neutralisation :



	Cal
$NaOH$ diss. $+ H^2S$ diss. $= NaHS$ diss. $+ H^2O$.............	$+ \ 7,7$
$2NaOH$ diss. $+ H^2S$ diss. $= Na^2S$ diss. $+ 2H^2O$............	$+ \ 7,8$

Th. U., I, 263 — B., *A.* [5], IV, 187, 1875; [4], XXX, 508; 1873.

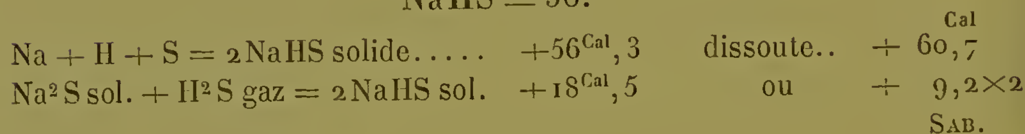



Dissolution : Na^2S + eau................................	$+ \ 15,0$
Dilution de $(Na^2S + 20H^2O)$ jusqu'à $400H^2O$..............	$- \ 1,4$
Hydrates : $Na^2S.9H^2O$ + eau............................	$- \ 16,7$
» $Na^2S.5H^2O$ + eau..........................	$- \ 6,6$
» $Na^2S.4\frac{1}{2}H^2O$ + eau.........................	$- \ 5,0$

SAB., *A.* [5], XXII, 16; 1881.

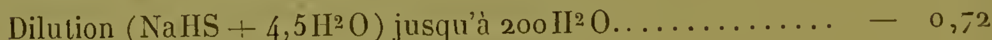
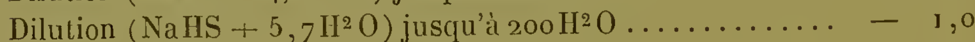
SULFHYDRATE.


$NaHS = 56$.



			Cal
$Na + H + S = 2NaHS$ solide.....	$+56^{Cal},3$	dissoute..	$+ \ 60,7$
Na^2S sol. $+ H^2S$ gaz $= 2NaHS$ sol.	$+18^{Cal},5$	ou	$+ \ 9,2 \times 2$

SAB.

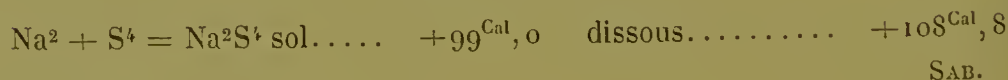





Dissolution : $NaHS$ + eau................................	$+ \ 4,4$
Dilution $(NaHS + 4,5H^2O)$ jusqu'à $200H^2O$................	$- \ 0,72$
Dilution $(NaHS + 5,7H^2O)$ jusqu'à $200H^2O$................	$- \ 1,0$
Hydrate : $NaHS.2H^2O$ + eau............................	$- \ 1,5$

Na^2S n'existe que dans les liqueurs très concentrées (*voir* p. 62). Dans des liqueurs étendues, il se change en $NaHS + NaOH$ dissous.

POLYSULFURE.


$Na^2S^4 = 174$.


$Na^2 + S^4 = Na^2S^4$ sol..... $+99^{Cal},0$ dissous.......... $+108^{Cal},8$

SAB.

Réactions mesurées :

Chaleur de formation de H^2O, de H^2S et réaction de I (*voir* p. 184).


Dissolution : Na^2S^4 + eau................................ $+ \ 9^{Cal},8$

Autres polysulfures :

$Na^2 + S^3 +$ eau $= Na^2S^3$ dissous .... $+107^{Cal},0$
$Na^2 + S^2 +$ eau $= Na^2S^2$ dissous .... $+105^{Cal},2$

SÉLÉNIURE.


$Na^2Se = 181.$

$Na^2 +$ Se mét. $= Na^2Se$ sol....... $+60^{Cal},9$ diss...... $+78^{Cal},6$

Neutralisation :

$2NaOH$ diss. $+ H^2Se$ diss. $= Na^2Se$ diss. $+ 2H^2O$.......... $+7,6$
Dissolution : $Na^2Se +$ eau.............................. $+18,6$
Hydrates : $Na^2Se.16H^2O +$ eau.......................... $-22,0$
» $Na^2Se.9H^2O +$ eau.............................. $-10,6$
» $Na^2Se.4\frac{1}{2}H^2O +$ eau.............................. $-7,9$

FAB., *A.* [6], X, 502; 1887.

SÉLÉNHYDRATE.

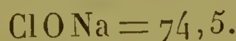

$NaHSe = 103.$

$Na +$ Se mét. $+ H +$ eau $= NaHSe$ dissous................ $+35^{Cal},3$

Neutralisation : $NaOH$ diss. $+ H^2Se$ diss.
$= NaSeH$ diss. $+ H^2O$.................. $+7^{Cal},4$

FABRE.

HYPOCHLORITE.


$ClONa = 74,5.$

$Cl + O + Na = ClONa$ dissous.......................... $+84^{Cal},7$
$ClONa$ diss. $= NaCl$ diss. $+ O$ sels sol. $+11,9$ sels diss. $+17,4$
Neutralisation : $ClOH$ dissous $+ NaOH$ diss................ $+9,6$

B., *A.* [5], IV, 338; 1875.

Réactions mesurées (*voir* le sel K, p. 186).

CHLORATE.


$ClO^3Na = 106,5.$

$Cl + O^3 + Na = ClO^3Na$ solide.... $+84^{Cal},8$ dissous ... $+79^{Cal},2$
$ClO^3Na = NaCl + O^3$ (sels solides) $+13^{Cal},1$ sels diss... $+17,4$
Neutralisation : $NaOH$ dis. $+ ClO^3H$ dis. $= ClO^3Na$ dis. $+ H^2O$. $+13,7$ (Th.)
Dissolution : $ClO^3Na +$ eau.............................. $-5,6$

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

(*Voir* p. 186).

PERCHLORATE.



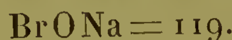
$ClO^4Na = 122,5.$

				Cal
$Cl + O^4 + Na = ClO^4Na$ sol..	$+100^{Cal},3$	dissous...		$+96,8$
$ClO^4Na = NaCl + O^4$........................				$-2,4$
Neutralisation : $NaOH$ diss. $+ ClO^4H$ diss. $= ClO^4Na$ diss. $+ H^2O$............				$+14,25$
Dissolution : ClO^4Na + eau........................				$-3,5$

B., *A.* [5], IV, 103; 1875.

(*Voir* p. 186.)

HYPOBROMITE.



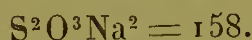
$BrONa = 119.$

	Cal
Br liq. $+ O + Na +$ eau $= BrONa$ dissous.............	$+82,1$
Br gazeux $+ O + Na +$ eau........................	$+85,8$
$BrONa$ diss. $= NaBr$ diss. $+ O$......................	$+3,7$

(*Voir* p. 187.)

Oxydes du soufre.

HYPOSULFITE.



$S^2O^3Na^2 = 158.$

S^2oct. $+ O^3 + Na^2 = S^2O^3Na^2$ sol. $+256^{Cal},3$ dissous. $+258^{Cal},0$

Réactions mesurées. — *Voir* p. 96 : *Acide hyposulfureux.*

Dissolution : $S^2O^3Na^2$ + eau........................ $+1^{Cal},7$

B., *A.* [6], I, 81; 1884.

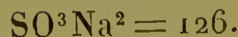
Hydrate : $S^2O^3Na^2.5H^2O$ + eau..................... $-11^{Cal},6$ (B.)

Chaleur de fusion de cet hydrate, à 48° : $9^{Cal},3$.

TRENTINAGLIA, *J. B. für* 1876, p. 65.

Ce liquide est dissocié.

SULFITE.



$SO^3Na^2 = 126.$

			Cal
$S + O^3 + Na^2 = SO^3Na^2$ sol..	$+261^{Cal},4$	dissous..	$+263,9$

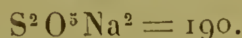
Fo., *A.* [6], III, 242; 1884.

Neutralisation (*voir* p. 91) :

$2NaOH$ diss. $+ SO^2$ diss. $= SO^3Na^2$ diss...............	$+30,5$
$NaOH$ dissoute $+ SO^2$ diss. $= SO^3NaH$ diss...........	$+16,6$

			Cal
SO^3Na^2 dissous + NaOH diss.		+	0,64
Dissolution : SO^3Na^2 + eau		+	2,5
Hydrate : $SO^3Na^2.7H^2O$ + eau		—	11,2 (Fo.)

PYROSULFITE.



$S^2O^5Na^2 = 190.$

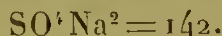
$S^2 + O^5 + Na^2 = S^2O^5Na^2$ sol.. $+347^{Cal},4$ dissous.. $+342^{Cal},2$ Fo.

Dissolution : $S^2O^5Na^2$ + eau... — $5^{Cal},2$

(*Voir* p. 91.)

Sulfates.

SULFATE BIBASIQUE.



$SO^4Na^2 = 142.$

$S + O^4 + Na^2 = SO^4Na^2$ sol... $+328^{Cal},1$ dissous.. $+328^{Cal},5$

Il existe un état isomérique de ce sel solide, obtenu sous l'influence de la chaleur.

Neutralisation :

2 NaOH dissoute + SO^4H^2 diss.
= SO^4Na diss. + H^2O .... $+31^{Cal},4$ *Th. U.*, I, 150.

NaOH dissoute + SO^4H^2 diss.
= SO^4NaH diss. + H^2O .... +14,75

Dissolution : SO^4Na^2 + eau ($200H^2O$), à t^o. $+ 0,44 + 0,0526(t - 15)$

B. et H., *A.* [5], XXIX, 305 ; 1883.

Hydrate : $SO^4Na^2.10H^2O$ + eau .... −18,2 (B.)

SULFATE MONOBASIQUE OU BISULFATE.



$SO^4NaH = 120.$

$S + O^4 + Na + H = SO^4NaH$ sol. $+269^{Cal},1$ dissous. $+268^{Cal},3$

Dissolution : SO^4NaH + eau .... — $0^{Cal},8$

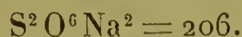
B., *A.* [5], IV, 106 ; 1875.

Sur le bisulfate dissous, voir *Bisulfate de potasse*, p. 93 et 191.

Sur les mélanges réfrigérants à base de sulfate de soude :

DITTE, *C. R.*, XC, 1163, 1282 ; — B., *Idem.*, 1191 ; 1880.

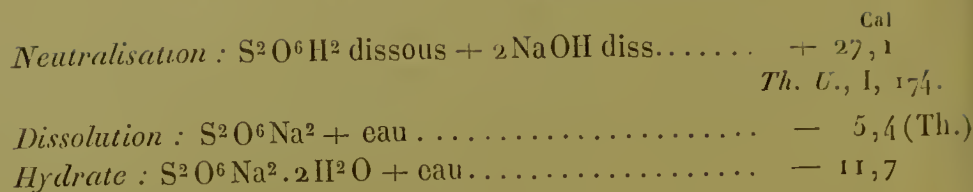
HYPOSULFATE.



$S^2O^6Na^2 = 206.$

$S^2 + O^6 + Na^2$ sol. $= S^2O^6Na^2$ sol. $+396^{Cal},7$ dissous. +391,3

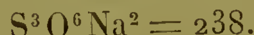
(*Voir* p. 94.)



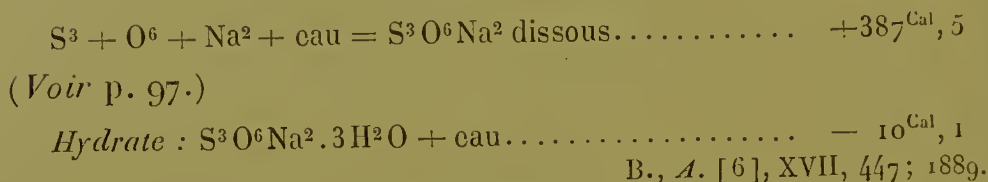
Neutralisation : $S^2O^6H^2$ dissous + 2NaOH diss....... + 27^Cal^,1
Th. U., I, 174.

Dissolution : $S^2O^6Na^2$ + eau .... — 5,4 (Th.)
Hydrate : $S^2O^6Na^2.2H^2O$ + eau .... — 11,7

TRITHIONATE.



$S^3O^6Na^2 = 238$.



$S^3 + O^6 + Na^2$ + eau = $S^3O^6Na^2$ dissous .... +387^Cal^,5

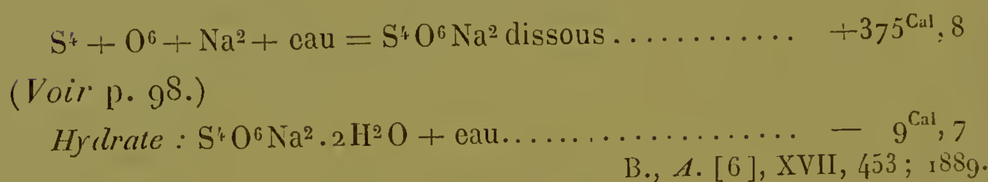
(*Voir* p. 97.)

Hydrate : $S^3O^6Na^2.3H^2O$ + eau .... — 10^Cal^,1
B., *A.* [6], XVII, 447; 1889.

TÉTRATHIONATE.



$S^4O^6Na^2 = 270$.

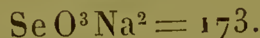


$S^4 + O^6 + Na^2$ + eau = $S^4O^6Na^2$ dissous .... +375^Cal^,8

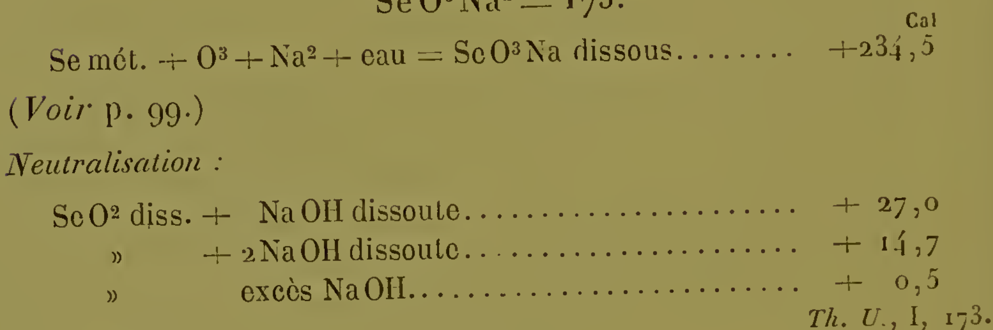
(*Voir* p. 98.)

Hydrate : $S^4O^6Na^2.2H^2O$ + eau .... — 9^Cal^,7
B., *A.* [6], XVII, 453; 1889.

SÉLÉNITE.



$SeO^3Na^2 = 173$.



Se mét. + $O^3 + Na^2$ + eau = SeO^3Na dissous........ +234^Cal^,5

(*Voir* p. 99.)

Neutralisation :

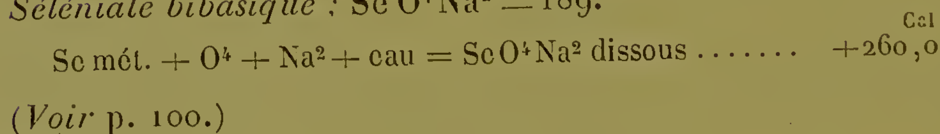
SeO^2 diss. +	NaOH dissoute	+ 27,0
»	+ 2NaOH dissoute	+ 14,7
»	excès NaOH	+ 0,5

Th. U., I, 173.

SÉLÉNIATE.

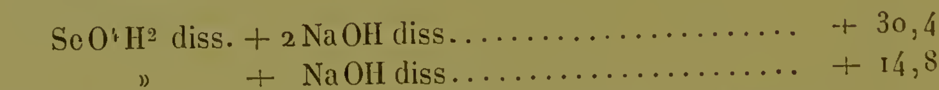


Séléniate bibasique : $SeO^4Na^2 = 189$.



Se mét. + $O^4 + Na^2$ + eau = SeO^4Na^2 dissous .... +260^Cal^,0

(*Voir* p. 100.)

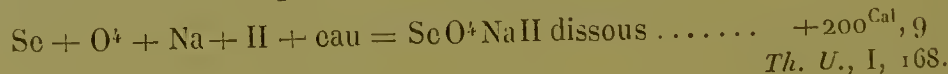


Neutralisation :

SeO^4H^2 diss. +	2NaOH diss	+ 30,4
»	+ NaOH diss	+ 14,8



Séléniate monobasique ou biséléniate : $SeO^4NaH = 167$.

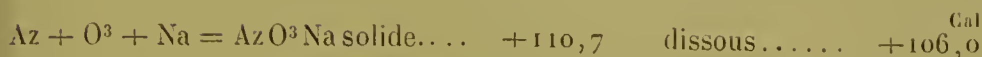


Se + O^4 + Na + H + eau = SeO^4NaH dissous .... +200^Cal^,9
Th. U., I, 168.

Oxydes de l'azote.

AZOTATE.


$AzO^3Na = 85.$


$Az + O^3 + Na = AzO^3Na$ solide.... $+110,7$ dissous...... $+106^{Cal},0$

(*Voir* p. 107, 193, 199.)


Neutralisation : $NaOH$ diss. $+ AzO^3H$ diss. $= AzO^3Na$ diss. $+ H^2O$. $+ 13,7$

B., *A.* [4], XXX, 440; 1873. — *Th. U.*, I, 150.

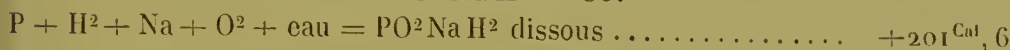

Dissolution : AzO^3Na + eau.................................... $- 4,7$

B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Oxysels du phosphore.

HYPOPHOSPHITE.


$PO^2NaH^2 = 88.$


$P + H^2 + Na + O^2$ + eau $= PO^2NaH^2$ dissous................ $+201^{Cal},6$

(*Voir* p. 110, 199.)


Neutralisation : PH^3O^2 diss. $+ NaOH$ diss................... $+ 15^{Cal},2$

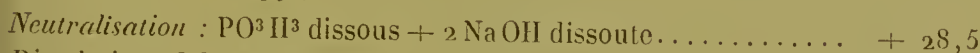
Th. U., I, 194.

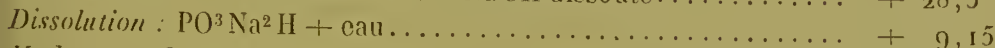
PHOSPHITES.


Phosphite bibasique : $PO^3Na^2H = 126.$


$P + O^3 + Na^2 + H = PO^3Na^2H$.... $+353^{Cal},4$ dissous.... $+344^{Cal},3$

(*Voir* p. 111, 199.)


Neutralisation : PO^3H^3 dissous $+ 2\,NaOH$ dissoute............ $+ 28,5$


Dissolution : PO^3Na^2H + eau.................................. $+ 9,15$


Hydrate : $PO^3Na^2H.5H^2O$ + eau............................ $- 4,6$


Phosphite monobasique : $PO^3NaH^2 = 104.$


$P + O^3 + Na + H^2 = PO^3NaH^2$.... $+286^{Cal},4$ dissous.... $+287^{Cal},1$


Neutralisation : PO^3H^3 diss. $+ NaOH$ diss................... $+ 14,8$

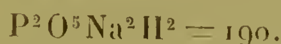
Th. U., I, 179.

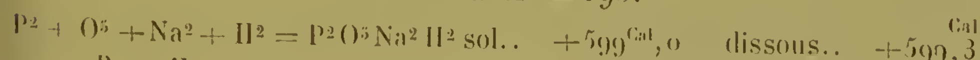

Dissolution : PO^3NaH^2 + eau................................ $+ 0,75$

AMAT., *A.* [6], XXIV, 304; 1891.

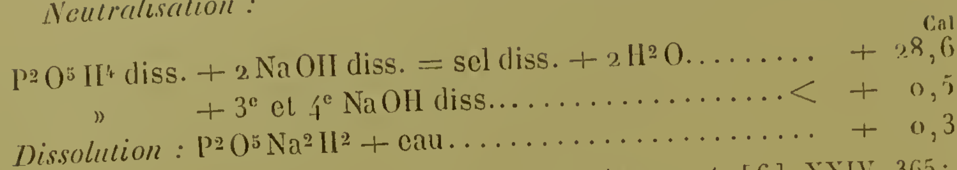

Hydrate : $PO^3NaH^2.\frac{5}{2}H^2O$ + eau........................ $- 5,3$

PYROPHOSPHITE.


$P^2O^5Na^2H^2 = 190.$


$P^2 + O^5 + Na^2 + H^2 = P^2O^5Na^2H^2$ sol.. $+599^{Cal},0$ dissous.. $+599^{Cal},3$

Neutralisation :



Cal

$P^2O^5H^4$ diss. + 2 NaOH diss. = sel diss. + 2 H^2O .... + 28,6

» + 3e et 4e NaOH diss ....< + 0,5

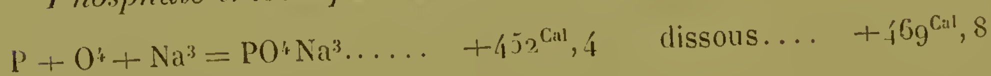
Dissolution : $P^2O^5Na^2H^2$ + eau .... + 0,3

AMAT., *A.* [6], XXIV, 365; 1891.

Réaction mesurée : Action d'un acide étendu et d'une base étendue sur le phosphite et sur le pyrophosphite solides, séparément. Différence des deux effets : $+4^{Cal},8$.

PHOSPHATES DE SOUDE NORMAUX.

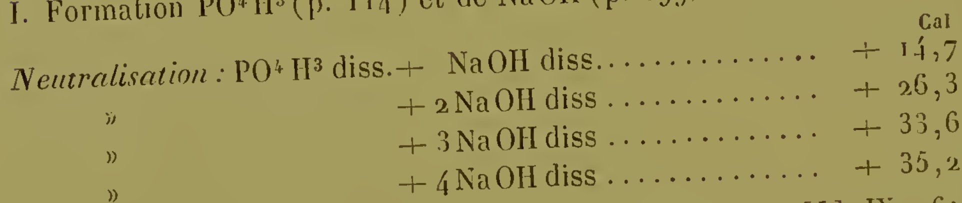
Phosphate tribasique : $PO^4Na^3 = 164$.



$P + O^4 + Na^3 = PO^4Na^3$ ...... $+452^{Cal},4$ dissous .... $+469^{Cal},8$

Réactions mesurées :

I. Formation PO^4H^3 (p. 114) et de NaOH (p. 199).



Cal

Neutralisation : PO^4H^3 diss. + NaOH diss .... + 14,7

» + 2 NaOH diss .... + 26,3

» + 3 NaOH diss .... + 33,6

» + 4 NaOH diss .... + 35,2

B. et LOUG., *A.* [5], IX, 26; 1876.

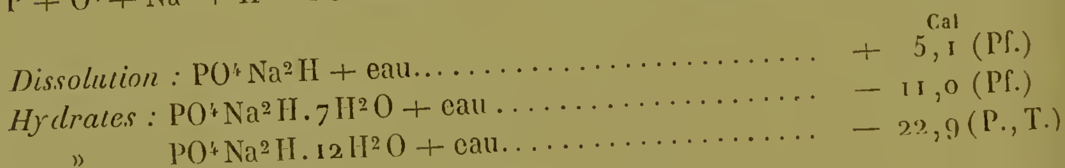


Dissolution : PO^4Na^3 + eau .... + 17,4 (Joly.)

Phosphate bibasique : $PO^4Na^2H = 142$.



$P + O^4 + Na^2 + H = PO^4Na^2H$ .. $+414^{Cal},9$ dissous .. $+420^{Cal},0$



Cal

Dissolution : PO^4Na^2H + eau .... + 5,1 (Pf.)

Hydrates : $PO^4Na^2H.7H^2O$ + eau .... — 11,0 (Pf.)

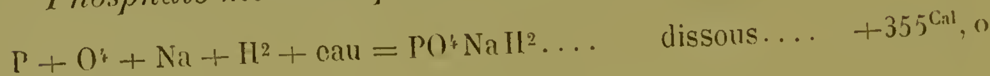
» $PO^4Na^2H.12H^2O$ + eau .... — 22,9 (P., T.)

Ce dernier sel fond à +36°.



Chaleur de fusion .... $23^{Cal},9$ (P.)

Phosphate monobasique : $PO^4NaH^2 = 120$.



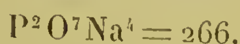
$P + O^4 + Na + H^2 + eau = PO^4NaH^2$ .... dissous .... $+355^{Cal},0$

Sel double :



Dissolution : $PO^4NaAmH.4H^2O$ .... — $10^{Cal},8$ (Th.)

PYROPHOSPHATE.


$P^2O^7Na^4 = 266$.

Chaleur de formation : inconnue (*voir* p. 116).

		Cal
Neutralisation : $P^2O^7H^4$ diss. + NaOH diss.	....	+ 14,4 (Th.)
» + 2 NaOH diss.	....	+ 28,6
» + 4 NaOH diss.	....	+ 52,7
» + 6 NaOH diss.	....	+ 54,5
Dissolution : $P^2O^7Na^4$ + eau	....	+ 11,8 (Th.)
Hydrate : $P^2O^7Na^4 . 10H^2O$ + eau	....	− 11,7 (Th.)

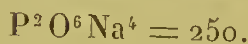
MÉTAPHOSPHATE.


$PO^3Na = 102$... (ou multiple).

Chaleur de formation : inconnue (*voir* p. 116).

Neutralisation : PO^3H diss. + NaOH diss. .... + 14^Cal^,5 (Th.)

HYPOPHOSPHATE.

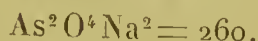

$P^2O^6Na^4 = 250$.

Chaleur de formation : inconnue (*voir* p. 112).

		Cal
Neutralisation : $P^2O^6H^4$ diss. + NaOH diss.	....	+ 15,1
» + 2 NaOH diss.	....	+ 30,1
» + 3 NaOH diss.	....	+ 42,7
» + 4 NaOH diss.	....	+ 54,2
» + 5 NaOH diss.	....	+ 55,3

JOLY, *C. R.*, CII, 259; 1886.

ARSÉNITE DE SOUDE.


$As^2O^4Na^2 = 260$.

$As^2 + O^4 + Na^2$ + eau = $As^2O^4Na^2$ dissous .... + 318^Cal^,7

Réactions mesurées :

I. $As^2 + O^3 = As^2O^3$ (p. 117); NaOH (p. 119).

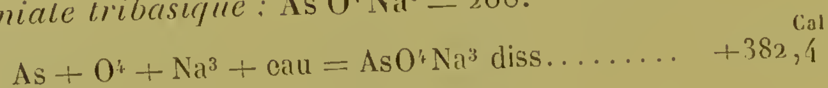
		Cal	
Neutralisation : As^2O^3 diss. + NaOH diss.	....	+ 7,3	
» + 2 NaOH diss.	....	+ 13,8	
2e NaOH diss.	.....		+ 6,5
» + 4 NaOH diss.	....	+ 15,1	
3e et 4e NaOH diss.			+ 1,3

Th. U., I, 196.

Il est possible que le sel acide qui existe dans la première liqueur ne soit pas un sel normal, mais un sel anhydre (pyroarsénite).

ARSÉNIATES.

Arséniate tribasique : $AsO^4Na^3 = 208$.



	Cal
$As + O^4 + Na^3$ + eau = AsO^4Na^3 diss.........	+382,4

Arséniate bibasique : $AsO^4Na^2H = 186$.



$As + O^4 + Na^2 + H$ + eau = AsO^4Na^2H diss... +330,6

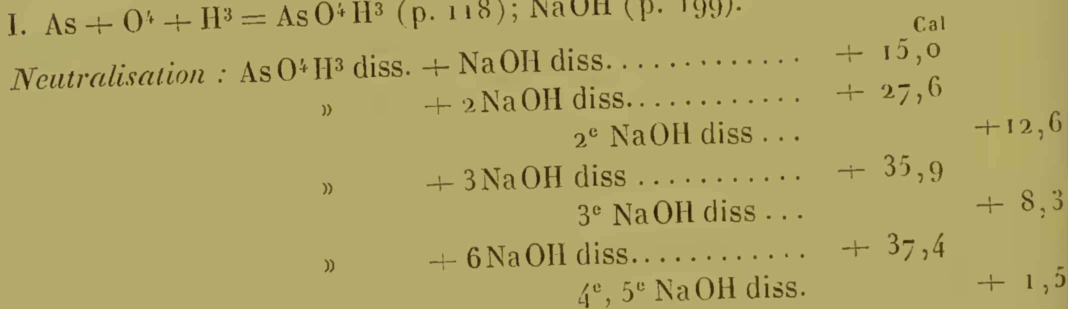
Arséniate monobasique : $AsO^4NaH^2 = 164$.



$As + O^4 + Na + H^2$ + eau = AsO^4NaH^2 diss ... +274,5

Réactions mesurées :

I. $As + O^4 + H^3 = AsO^4H^3$ (p. 118); NaOH (p. 199).

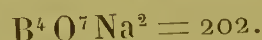


		Cal	
Neutralisation :	AsO^4H^3 diss. + NaOH diss.............	+ 15,0	
»	+ 2 NaOH diss............	+ 27,6	
	2ᵉ NaOH diss ...		+12,6
»	+ 3 NaOH diss	+ 35,9	
	3ᵉ NaOH diss ...		+ 8,3
»	+ 6 NaOH diss............	+ 37,4	
	4ᵉ, 5ᵉ NaOH diss.		+ 1,5

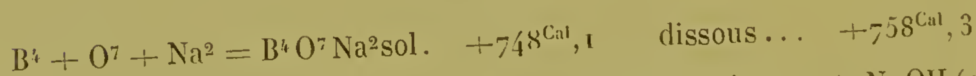
Th. U., I, 196.

Chromates, Permanganates, etc., voir *Chrome, Manganèse*, etc.

BORATE DE SOUDE.

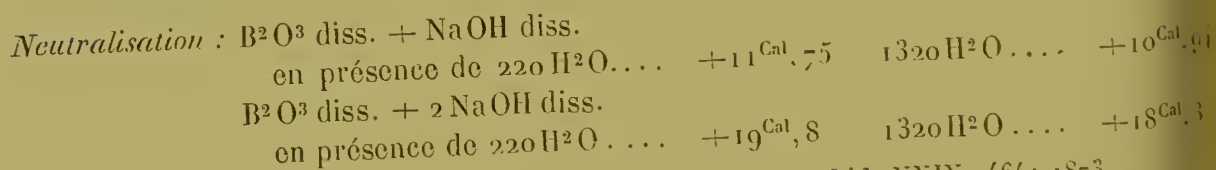


$B^4O^7Na^2 = 202$.



$B^4 + O^7 + Na^2 = B^4O^7Na^2$sol. $+748^{Cal},1$ dissous ... $+758^{Cal},3$

I. Acide borique, $B^2 + O^3 = B^2O^3$, et son hydrate (*voir* p. 122); NaOH (p. 199).



Neutralisation : B^2O^3 diss. + NaOH diss.
en présence de $220 H^2O$.... $+11^{Cal},75$ $1320 H^2O$.... $+10^{Cal},9$[illegible]
B^2O^3 diss. + 2 NaOH diss.
en présence de $220 H^2O$.... $+19^{Cal},8$ $1320 H^2O$.... $+18^{Cal},3$

B., *A*. [4], XXIX, 464 : 1873.





Dissolution : $B^4O^7Na^2$ + eau..........................	$+10^{Cal},2$ (Favre)
Hydrate : $B^4O^7Na^2.10H^2O$ + eau	$-23^{Cal},9$ (Th.)

Sur la constitution du borax, *voir* p. 123.

SILICATES.

Voir *Acide silicique*, p. 124.

CYANURE.

$CAzNa = 49$.

$Na + C + Az = NaCy$ sol.....	$+22^{Cal},6$	dissous.....	$+22^{Cal},1$
$Na + Cy = NaCy$ sol........	$+59^{Cal},5$	dissous......	$+59^{Cal},0$

I. Formation de CHAz, p. 168.

	Cal
Neutralisation : NaOH diss. + HCy diss. = NaCy diss. + H^2O.	+ 2,9 (B.)
Dissolution : NaCy + eau, vers 9°........................	— 0,50
Hydrates : $NaCy.\frac{1}{2}H^2O$ + eau........................	— 1,0
$NaCy.2H^2O$ + eau......	— 4,4

Jo., *A.* [5], XXVI, 485; 1882.

CYANATE.

$CAzNaO = 65$.

$Na + C + Az + O = CAzNaO$ sol.. $+101^{Cal},7$ dissous.. $+96^{Cal},9$

LEMOULT, inédit.

Réaction mesurée :

A. Action de HCl étendu sur ce sel.

B. Action de AzO^3H étendu sur ce sel.

Neutralisation :

CAzHO diss. + NaOH diss.................................. + 12,2

Évaluée par analogie (*voir* p. 171).

Dissolution :

CAzNaO + eau, à 12°,8.................................. — 4,8

Cyanurates.

$C^3Az^3Na^3O^3 = 195$. $C^3Az^3Na^2HO^3 = 173$. $C^3Az^3NaH^2O^3 = 151$.

	Cal		Cal
$C^3 + Az^3 + Na^3 + O^3 = C^3Az^3Na^3O^3$ crist.	+306,7	diss.....	+301,8
$3CAzNaO = C^3Az^3Na^3O^3$ solide........	+ 1,6	sels diss..	+ 11,1
$C^3 + Az^3 + Na^2 + H + O^3 = C^3Az^3Na^2HO^3$ cr.	+261,8	diss.....	+260,0
$C^3 + Az^3 + Na + H^2 + O^3 = C^3Az^3NaH^2O^3$ cr.	+217,1	diss.....	+216,6

		Cal	Cal
Neutralisation : $C^3Az^3H^3O^3$ dissous	$+\frac{1}{2}$ NaOH dissoute...	+3,9	+ 6,8
»	$+\frac{1}{2}$ NaOH dissoute...	+2,9	
»	$+\frac{1}{2}$ NaOH dissoute...	+2,2	+ 4,3
»	$+\frac{1}{2}$ NaOH dissoute...	+2,1	
»	$+\frac{1}{2}$ NaOH dissoute...	+1,2	+ 1,7
»	$+\frac{1}{2}$ NaOH dissoute...	+0,7	

Total : 3 NaOH dissoute........... +12,8
Excès de NaOH dissoute........... + 0,3

	Cal
Dissolution : $C^3Az^3Na^3O^3$ + eau..............................	— 1,5
$C^3Az^3Na^2HO^3$ + eau..............................	— 1,8
$C^3Az^3NaH^2O^3$ + eau..............................	— 4,9
Hydrate : $C^3Az^3NaH^2.H^2O$ + eau..............................	— 8,9

LEMOULT, *C. R.*, CXXI, 351 et 375 ; 1895.

SULFOCYANATE.



CAzNaS = 81.

	Cal
Na + C + Az + S + eau = CyNaS dissous......................	+39,2
Na + Cy + S + eau = CyNaS dissous.........................	+76,1
Neutralisation : NaOH diss. + CyHS diss. = CyNaS diss. + H^2O....	+14,1

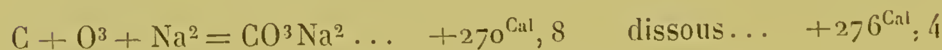
Jo., *A.* [5], XXVI, 540, 1882.

Oxysels carbonés.

CARBONATES DE SOUDE.



Sel bibasique : $CO^3Na^2 = 106$.



C + O^3 + Na^2 = CO^3Na^2 ... $+270^{Cal},8$ dissous... $+276^{Cal},4$

(*Voir* p. 129 et 199.)

Neutralisation : CO^2 dissous + NaOH dissoute........ $+ 11^{Cal},1$
» + 2NaOH dissoute....... $+ 20^{Cal},5$
2e NaOH...... + 9,4

Dissolution : CO^3Na^2 + eau............ $+ 5^{Cal},62 + 0,044 (t - 15)$. B.
Hydrate : $CO^3Na^2.10H^2O$ + eau....... $-16^{Cal},2$ (Th.)

Sel monobasique : $CO^3NaH = 84$.

$C + O^3 + Na + H = CO^3NaH$. $+227^{Cal},0$ dissous. $+222^{Cal},7$

B., *A.* [4], XXIX, 470; 1873.

Dissolution : CO^3NaH + eau........................ — $4^{Cal},3$

B., *A.* [5], IV, 111; 1875.

FORMIATE DE SOUDE.

$CHNaO^2 = 68$.

$C + H + Na + O^2 = CHNaO^2$ sol.. $+159^{Cal}$ diss.. $+158^{Cal},5$

B., *A.* [5], VI, 326; 1875.

Neutralisation : CH^2O^2 dissous + NaOH dissoute...... + 13,4

Dissolution : $CHNaO^2$ + eau, à 11°,5................. — 0,52

ACÉTATE DE SOUDE.

$C^2H^3NaO^2 = 82$.

$C^2 + H^3 + Na + O^2 = C^2H^3NaO^2$ sol. $+170^{Cal},3$ diss. $+174^{Cal},4$

B., *A.* [5], VI, 326, 1875.

Neutralisation : $C^2H^4O^2$ diss. + NaOH dissoute.......	+	$13^{Cal},3$
$C^2H^4O^2$ dissous dans nC^2H^6O absolu + C^2H^5NaO diss. dans nC^2H^6O (*voir* p. 198).......	+	7,3 (Dev. et R.)
Dissolution : $C^2H^3NaO^3$ + eau, à 7°,5	+	4,1
Hydrate : $C^2H^3NaO^3.3H^2O$ + eau	—	4,6

Biacétate :

$C^2H^4O^2$ solide + $C^2H^3NaO^2 = C^2H^4O^2.C^2H^3NaO^2$ crist.	+	$0^{Cal},1$
$C^2H^4O^2$ liquide + $C^2H^3NaO^2$..........................	+	2,6
Dissolution : $C^2H^3NaO^2.C^2H^4O^2$ + eau..............	+	1,9

Triacétate :

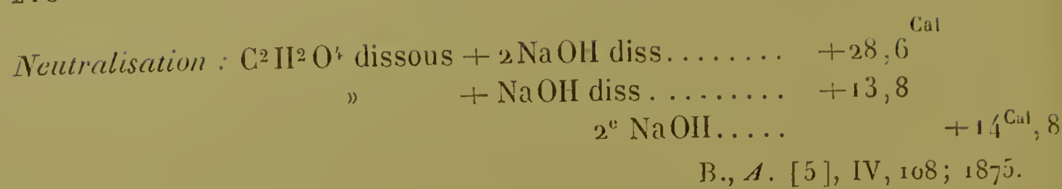
$2C^2H^4O^2$ sol. + $C^2H^3NaO^2 = 2C^2H^4O^2.C^2H^3NaO^2$ crist.	+	5,5
$2C^2H^4O^2$ liquide + $C^2H^3NaO^2$.......................	+	9,7
Dissolution : $C^2H^3NaO^2.2C^2H^4O^2$ + eau............	—	4,7

B., *A.* [5], XVII, 134; 1879; *A.* [4], XXX, 475, 528; 1873

OXALATES.

Sel bibasique : $C^2Na^2O^4 = 134$.

$C^2 + Na^2 + O^4 = C^2Na^2O^4$ crist. $+315^{Cal}$ dissous.. $+310^{Cal},7$



Neutralisation : $C^2H^2O^4$ dissous + $2NaOH$ diss........ $+28^{Cal},6$

» + $NaOH$ diss .... $+13,8$

2^e $NaOH$..... $+14^{Cal},8$

B., *A*. [5], IV, 108; 1875.



Dissolution : $C^2Na^2O^4$ + eau........................ $-4,3$



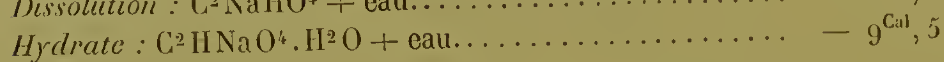
Sel monobasique (acide) : $C^2NaHO^4 = 112$.



$C^2 + Na + H + O^4 = C^2HNaO^4$ crist. $+258^{Cal},2$ diss. $+252^{Cal},6$



Dissolution : C^2NaHO^4 + eau........................ $-5^{Cal},6$



Hydrate : $C^2HNaO^4.H^2O$ + eau...................... $-9^{Cal},5$

La chaleur de neutralisation des sels solubles de sodium est, en général, sensiblement la même que celle des sels solubles de potassium correspondants.

CHAPITRE III.

LITHIUM.

Lithium.

Poids atomique ou *équivalent :* Li = 7. Métal monovalent.
Poids moléculaire : $Li^2 = 14$.
Chaleur spécifique moléculaire (pour Li^2) : 13,2 (R.).

Oxydes.

ANHYDRIDE.


$Li^2O = 30$.

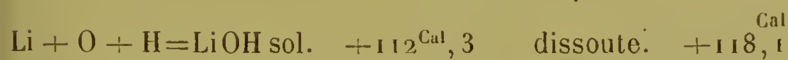

$Li^2 + O = Li^2O$ solide. $+141^{Cal},2$ dissoute.. $+167^{Cal},2$ ou $+83,6\times2$


Li^2O + excès d'eau = Li^2O dissoute .... $+26^{Cal},0$

BEK, *J. B. für* 1884; 210.

HYDRATE.


$LiOH = 24$.


$Li + O + H = LiOH$ sol. $+112^{Cal},3$ dissoute. $+118^{Cal},1$


$Li^2 + O + H^2O = 2LiO$ solide................ $+155,6$ ou $+77,8\times2$


» dissoute............... $+167,2$ ou $+83,6\times2$


$Li^2O + H^2O$ solide = $2LiOH$ solide............ $+13,0$

Réactions mesurées :

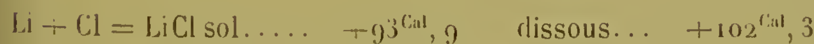

I. $Li + H^2O$ + eau = LiOH étendue + H....... $+49,1$

Th. U., III, 225.

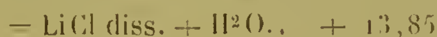

II. *Dissolution :* LiOH + eau.................. $+5,8$

CHLORURE.


$LiCl = 42,5$.


$Li + Cl = LiCl$ sol..... $+93^{Cal},9$ dissous... $+102^{Cal},3$

Neutralisation : LiOH diss. + HCl diss.


= LiCl diss. + H^2O.. $+13,85$

Th. U., I, 317.

Dissolution : LiCl + eau .... $+ 8^{Cal},4$

Th. U., III, 225.

» + alcool .... + 11,7

PICK, *J. B. für* 1888; 322.

BROMURE.

LiBr = 87.

Li + Br liq. = LiBr crist......	$+80^{Cal},2$	dissous...	$+ 91^{Cal},5$
Li + Br gaz = LiBr crist......	$+83^{Cal},9$	» ...	+ 95,2

Dissolution : LiBr + eau .... + 11,35

BODISKO, *J. B. für* 1889; 238.

On admet que LiOH dissoute dégage la même quantité de chaleur avec les trois hydracides dissous.

IODURE.

LiI = 134.

Li + I = LiI sol........	$+61^{Cal},2$	dissous.......	$+ 76^{Cal},1$
Li + I gaz = LiI sol.....	$+68^{Cal},0$	»	+ 82,8

Dissolution : LiI + eau............................ + 14,9 (Bodisko.)

FLUORURE.

LiF = 26.

Li + F + eau = LiF dissous......................... $+115^{Cal},8$

Neutralisation : HF dissous + LiOH dissoute

= LiF diss. + H^2O................ + 16,4

PETTERSEN.

FLUOSILICATE.

$SiF^4.2LiF = 156$.

$2LiF$ sol. + SiF^4 gaz = $SiF^4.2LiF$ sol. $+25^{Cal},2$ diss. + 27,0

Neutralisation : $SiF^4.2HF$ diss + 2LiOH dissoute..... + 28,6

Avec 6LiOH dissoute, tout le fluor est changé en fluorure.

Dissolution : $SiF^4.2LiF$ + eau .... + 1,8

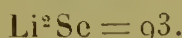
TRUCHOT, *C. R.*, XCVIII, 1331; 1884.

Sulfure : $Li^2S = 46$.

Li^2 + S + eau = Li^2S dissous........................ $+115^{Cal},4$

On admet pour H^2S dissous + $LiOH$ dissoute la même valeur qu'avec KOH dissoute.

SÉLÉNIURE.



$Li^2Se = 93.$

Li^2 + Se mét. = Li^2Se sol... $+83^{Cal},0$ dissous...... $+\ 93^{Cal},7$

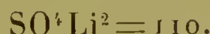
Neutralisation : 2 LiOH diss. + H^2Se gaz = Li^2Se diss. + $2H^2O$ .... + 16,9

FABRE, *A.* [6], XX, 499; 1890.

Dissolution : Li^2Se anh. + eau .... + 10,7

Hydrate : $Li^2Se.9H^2O$ + eau .... — 12,2

SULFATE.



$SO^4Li^2 = 110.$

$S + O^4 + Li^2 = SO^4Li^2$ sol..... $+333^{Cal},5$ diss..... $+339^{Cal},6$

Neutralisation : SO^4H^2 dissous + 2 LiOH diss........... + 31,3

Th. U., I, 313.

Dissolution : SO^4Li^2 + eau.......................... + 6,05 (Th.)

Hydrate : $SO^4Li^2.H^2O$ + eau.......................... + 3,4 »

AZOTATE.



$AzO^3Li = 69.$

$Az + O^3 + Li = AzO^3Li$ anh.. $+111^{Cal},4$ dissous... $+111^{Cal},7$

Dissolution : AzO^3Li + eau.......................... + 0,3 (Th.)

AzO^3Li + alcool.......................... + 4,65 (Pick.)

On admet la même chaleur de neutralisation pour l'acide azotique et la lithine que pour l'acide chlorhydrique et la même base.

CYANURE.



$CAzLi = 33.$

C + Az + Li + eau = CyAzLi dissous.................. $+\ 32^{Cal},6$

Cy + Li + eau = CyLi dissous .... + 69,5

Neutralisation : LiO dissoute + 2 HCy diss. = CyLi diss.. + 5,85

VARET, *C. R.*, CXXI, 598, 1895.

La chaleur de neutralisation des sels solubles de lithium est, en général, la même que celle des sels de potassium et de sodium correspondants.

CHAPITRE IV.

RUBIDIUM.

Rubidium.

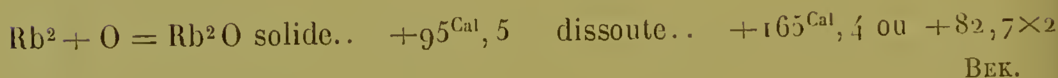
Poids atomique ou *équivalent :* Rb = 85,4. Métal monovalent.
Poids moléculaire : 170,8.

Oxyde.

ANHYDRIDE.

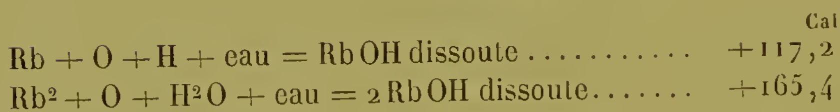


$Rb^2O = 186,8.$



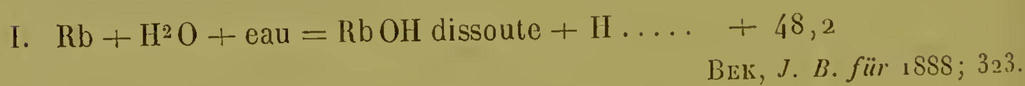
$Rb^2 + O = Rb^2O$ solide.. $+95^{Cal},5$ dissoute.. $+165^{Cal},4$ ou $+82,7\times 2$
BEK.

HYDROXYDE : 102,4.

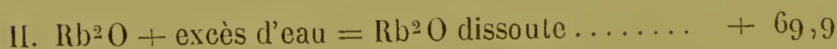


	Cal
$Rb + O + H +$ eau $= RbOH$ dissoute	$+117,2$
$Rb^2 + O + H^2O +$ eau $= 2RbOH$ dissoute.......	$+165,4$

Réactions mesurées :



I. $Rb + H^2O +$ eau $= RbOH$ dissoute $+ H$ ..... $+ 48,2$
BEK, *J. B. für* 1888; 323.



II. $Rb^2O +$ excès d'eau $= Rb^2O$ dissoute .... $+ 69,9$

DEUXIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

AMMONIUM.

Ammonium : radical composé.

$AzH^4 = Am = 18$ ... Monovalent. Non isolé.

$Az + H^3 = AzH^3$ gaz .... $+12^{Cal},2$ dissoute... $+21^{Cal},0$ (*voir* p. 67.)

Oxyde.

ANHYDRE.

$(AzH^4)^2O = 52$. Inconnu.

HYDROXYDE.

AzH^5O ou $AzH^3.H^2O = 35$.

$(Az + H^4) + O + H = (AzH^4)OH$ liq.. $+88^{Cal},8$ dissoute. $+90^{Cal},0$

$(Az + H^4)^2 + O + H^2O = (AzH^4)^2O.H^2O$ dissoute. $+111,0$ ou $+55,5\times2$

B. (*voir* p. 68 de ce volume.)

Ammoniures alcalins.

AzH^3K; AzH^3Na (*voir* p. 201).

Ammoniaque.

CHLORHYDRATE.

$AzH^4Cl = 53,5$.

$Az + H^4 + Cl = AzH^4Cl$ crist..... $+76^{Cal},8$ dissous....... $+72^{Cal},8$

HCl gaz $+ AzH^3$ gaz $= AzH^3.HCl$ solide .... $+42,6$

Neutralisation : $(HCl + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$........ $+12,45$

B., *A.* [4], XXIX, 440, 448, 449 : 1873.

Même valeur, avec un excès d'acide ou de base.

Ces dissolutions offrent une légère dissociation, avec tension de vapeur d'ammoniaque libre.

B., *A.* [4], XXIX, 459; 1873.

Dissolution : $AzH^3.HCl$ dans $120 H^2O$, à 10° .... $- 4^{Cal},0$

Elle varie de $+0,029\,t$ par degré.

B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

BROMHYDRATE.

$AzH^4Br = 98.$

			Cal
$Az + H^4 + Br$ gaz $= AzH^4Br$ sol...	$+70^{Cal},1$	dissous...	$+ 65,7$
$Az + H^4 + Br$ liq. $= AzH^3Br$ sol....	$+66^{Cal},4$	dissous...	$+ 62,0$
HBr gaz $+ AzH^3$ gaz $= AzH^3.HBr$ solide			$+ 45,6$
Neutralisation : $(HBr + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$.....			$+ 12,4$ (B.)
Dissolution : $AzH^3.HBr$ + eau, à 18°			$- 4,4$

Th. U., III, 187.

IODHYDRATE.

$AzH^4I = 145.$

			Cal
$Az + H^4 + I$ gaz $= AzH^4I$ solide.....	$+57,0$	dissous...	$+ 53,4$
$Az + H^4 + I$ sol. $= AzH^4I$ sol	$+50,2$	dissous...	$+ 46,6$
HI gaz $+ AzH^3$ gaz $= AzH^3.HI$ solide			$+ 44,4$
Neutralisation : $(HI + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$.......			$+ 12,4$ (B.)
Dissolution : $AzH^3.HI$ + eau, à 18°			$- 3,6$ (Th.)

FLUORHYDRATE.

$AzH^4F = 37.$

			Cal
$Az + H^4 + F = AzH^3.HF$ solide	$+88^{Cal},0$	dissous ...	$+ 86,5$
AzH^3 gaz $+ HF$ gaz $= AzH^3.HF$ solide			$+ 37,3$
Neutralisation : $(HF + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$, à 13°.			$+ 15,2$

GUNTZ, *A.* [6], III, 34; 1884.

Dissolution : AzH^4F + eau .... $- 1,5$

FAVRE.

FLUOSILICATE.

$SiF^4.2AzH^4F = 178.$

		Cal
$Si + F^6 + H^8 + Az^2 = (SiF^4.2HF).2AzH^3$ crist.		$+458,9$
SiF^4 gaz $+ 2(AzH^3.HF)$ crist. $= (SiF^4.2HF).2AzH^3$ crist....		$+ 35,4$
»	dissous...	$+ 27,0$

TRUCHOT, *C. R.*, C, 794; 1885.

Neutralisation : $SiF^4.2HF$ dissous + $2AzH^3$ dissoute Cal
$= (SiF^4.2HF).2AzH^3$ dissous........... + 27,2
» + $6AzH^3$ dissoute $= 6(AzH^3.HF)$ dissous
+ SiO^2 hydratée, sensiblement......... + 56,2

On a encore :

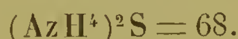
SiF^4 gaz + $4AzH^3$ diss. $= SiO^2$ hydratée + $4(AzH^3.HF)$ diss... + 59,0

Dissolution :

$(SiF^4.2HF).2AzH^3$ + eau .... — 8,40

TRUCHOT.

SULFURE D'AMMONIUM.



$(AzH^4)^2S = 68.$

Inconnu à l'état solide.

A l'état dissous, c'est un simple mélange de AzH^5S diss. + AzH^3 dissoute.

SULFHYDRATE.



$AzH^5S = 51.$

			Cal
S oct. + H^5 + Az = $AzH^3.H^2S$ solide..	$+40^{Cal},0$	dissous..	+ 36,7
AzH^3 gaz + H^2S gaz = $AzH^3.H^2S$ crist.....................			+ 23,0
Neutralisation : H^2S dissous + AzH^3 étendue...............			+ 6,2 (B.)
» + $2^e AzH^3$....................			0,0
Dissolution : $H^2S.AzH^3$ cristallisé + eau, à 12°5.............			— 3,25

B., *A.* [5], IV, 105; 1875.

Ce sulfhydrate se dissout dans une petite quantité d'eau; il est dissocié progressivement, par des additions d'eau croissantes.

POLYSULFURES D'AMMONIUM.



$AzH^4S^2 = 82.$

Az + H^4 + S^2 sol. = AzH^4S^2 sol..... $+34^{Cal},5$ diss..... + 30,4



$Az^2H^8S^5 = 196.$

$2(Az + H^4)$ + S^5 solide = $(AzH^4)^2S^5$ sol..... $+69^{Cal},4$ ou $+ 34,7\times 2$

$AzH^4S^4 = 146.$

$Az + H^4 + S^4$ solide $= AzH^4S^4$ sol .... $+ 34^{Cal},8$

SAB., *A.* [5], XXII, 79; 1881.

SÉLÉNHYDRATE.

$AzH^5Se = 98.$

			Cal
Se mét. $+ H^5 + Az = AzH^3.H^2Se$ sol ..	$+17^{Cal},8$	diss...	$+ 12,8$
AzH^3 gaz $+ H^2Se$ gaz $= AzH^3.H^2Se$ cristallisé..............			$+ 29,9$
Neutralisation : H^2Se dissous $+ AzH^3$ dissoute, à 14°........			$+ 6,8$
» $+ 2^e AzH^3$..................			$0,0$

FAB., *A.* [6], X, 492; 1887.

Il résulte de ces chiffres que le séléniure d'ammonium $(AzH^4)^2Se$ n'existe pas en dissolution. Il est inconnu à l'état solide.

Dissolution : $AzH^3.H^2Se$ + eau.......................... $-\ 5,0$

Oxysels du soufre.

SULFITE D'AMMONIAQUE.

$S^2O^3H^2.2AzH^3 = 148.$

$S + O^3 + Az^2 + H^8 = SO^3H^2.2AzH^3$... $+215^{Cal},5$ diss... $+214^{Cal},0$

Neutralisation :

SO^2 dissous $+ 2(AzH^3 + 110H^2O)$, vers 10°... $+25^{Cal},4$ ou $+ 12^{Cal},7 \times 2$

AzH^3 en excès sur le sel neutre.............. $+ 0^{Cal},46$

Fo., *A.* [6], XI, 277; 1887.

Dissolution : $SO^3H.2AzH^3$ cristallisé + eau, à 8°. $- 1^{Cal},54$

PYROSULFITE.

$S^2O^5H^2.2AzH^3 = 212.$

			Cal
$S^2 + O^5 + Az^2 + H^8 = S^2O^5H^2.2AzH^3$..	$+302^{Cal},1$	diss..	$+295,8$
SO^2 gaz $+ S^2O^3H^2.2AzH^3$ solide			$+ 17,3$
S^2O^4 diss. $+ H^2O + 2(AzH^3 + 110H^2O)$..................			$+ 14,8 \times 2$

Fo.

Le pyrosulfite ou métasulfite se forme tout d'abord par l'action de l'ammoniaque sur l'acide sulfureux, dans les dissolutions.

Dissolution : $S^2O^5H^2.2AzH^3$ + eau, vers 10°............... — $6^{Cal},34$

Sulfates.

SULFATE D'AMMONIAQUE BIBASIQUE (NEUTRE).


$SO^4H^2.2AzH^3 = 132$.

S oct. + O^4 + H^8 + Az^2 = $SO^4H^2.2AzH^3$ crist. $+283^{Cal},5$ diss. $+281^{Cal},1$

Neutralisation :

$(SO^4H^2 + 220H^2O) + 2(AzH^3 + 110H^2O)$ ... +29,05 ou + 14,5×2

B., *A.* [4], XXIX, 440, 448; 1873.

Même valeur avec un excès de base.

Dissolution : $SO^4H^2.2AzH^3$ + eau........................ — 2,4 (Th.)

SULFATE MONOBASIQUE (BISULFATE).


$SO^4H^2.AzH^3 = 115$.

S + O^4 + H^5 + Az = $SO^4H^2.AzH^3$ crist. $+244^{Cal},6$ diss. $+245^{Cal},1$

$(SO^4H^2 + 220H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$................ + 13,6

$(SO^4H^2.2AzH^3 + 440H^2O^2) + (SO^4H^2 + 220H^2O^2)$....... — 1,85

B., *A.* [4], XXIX, 449; 1873.

Dissolution : $SO^4H^2.AzH^3$ dans $10H^2O$, vers 19°........... — 0,81

» » dans $200H^2O$.................... — 0,02

» » dans $800H^2O$.................... + 0,55

Th. U., III, 95.

PERSULFATE D'AMMONIAQUE.


$S^2O^8H^2.2AzH^3 = 226$.

$S^2 + O^8 + H^8 + Az^2$

$= S^2O^8H^2.2AzH^3$ cristallisé.... $+392^{Cal},9$ dissous.... $+383^{Cal},2$

Neutralisation :

$S^2O^8H^2$ étendu + $2AzH^3$ étendue.... + 24,8 ou +12,4×2 (*voir* p. 95)

Dissolution : $S^2O^8H^2.2AzH^3$ + eau, à 9°,4.................. — 9,7

B., *A.* [6], XXVI, 541; 1892.

Oxysels de l'azote.

AZOTITE D'AMMONIAQUE.


$Az^2H^4O^2$ ou $AzO^2H.AzH^3 = 64.$

$Az^2 + O^2 + H^4 = AzO^2H.AzH^3$ crist.. $+65^{Cal},0$ dissous.. $+60^{Cal},2$

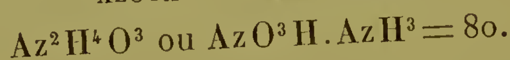
Neutralisation : $\frac{1}{2}(Az^2O^3$ diss.) ou AzO^2H diss. $+ AzH^3$ diss .. $+ 9,1$

Dissolution : $AzO^2H.AzH^3 +$ eau, à $12°,5$ .... $+ 4,75$

B., *A.* [5], VI, 148, 1875.

Ce sel se décompose lentement en eau et azote.

AZOTATE D'AMMONIAQUE.


$Az^2H^4O^3$ ou $AzO^3H.AzH^3 = 80.$

	Cal		Cal
$Az^2 + O^3 + H^4 = Az^2H^4O^3$ crist...........	$+88,6$	diss.	$+82,4$
AzO^3H gaz $+ AzH^3$ gaz $= AzO^3H.AzH^3$ sol.	$+42,0$		
» liq. » ..	$+34,8$		
» sol. » ..	$+34,2$		

Neutralisation :

$(AzO^3H + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$..... $+12,6$

B., *A.* [4], XXIX, 440; 1873.

Même valeur, avec un excès d'acide, ou de base.

	Cal	
Dissolution : $AzO^3H.AzH^3 +$ eau.........................	$- 6,2$	(B.)
La chaleur de dissolution dans $3H^2O$ est..................	$- 4,04$	(Th.)
D'où résulte une absorption de chaleur par dilution.........	$- 2,16$	

Ce sel éprouve, vers les trois températures de 31°, 82°,5 et 124°, des changements de structure, qui se traduisent par des variations dans la chaleur spécifique moléculaire, celle-ci étant :

Moyenne entre 0° et 31°..........................	32,6
Moyenne entre 31° et 82°,5.......................	28,4
Moyenne entre 82°,5 et 124°......................	34,1

Bellati et Romanese, *J. B. für* 1887, 224.
Idem, Is. Ven. [6], 1395; 1886.

	Cal
La transformation qui s'accomplit, vers 31°, absorbe.........	$+ 0,40$
La seconde, vers 82°,5..	$+ 0,43$
La troisième, vers 124°...	$+ 0,95$

PHOSPHATES D'AMMONIAQUE NORMAUX.

Phosphate triammoniacal : $PO^4H^3.3AzH^3 = 149$.


$P + O^4 + H^{12} + Az^3 +$ eau $= PO^4H^3.3AzH^3$, sel tribasique diss.. $+403^{Cal},0$

B. et Loug., *A.* [5], IX, 28, 1887.

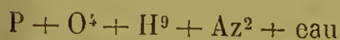
Neutralisation :

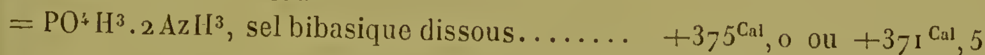
$(\,H^3 + 330H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$, à 17°.......	+13,5		
» $+ 2(AzH^3 + 110H^2O)$, à 17°.......	+26,3	ou +13,2 × 2	
» $2^e\ AzH^3$...............			+12,8
» $+ 3(AzH^3 + 110H^2O)$, à 17°.......	+33,2	ou +11,1 × 3	
» $3^e\ AzH^3$...............			+ 5,9
» $+ 6(AzH^3 + 110H^2O)$, à 17°.......	+33,2		

Le phosphate tribasique ainsi formé n'est pas stable; il se détruit spontanément, au sein de la liqueur même. Il arrive même parfois qu'il ne se forme pas du tout; le deuxième équivalent de AzH^3 dégageant seulement +9,3 et un excès d'ammoniaque +0,2. Des faits analogues ont été observés avec les phosphates sodicoammoniques.

B. et Loug.

Phosphate biammoniacal : $PO^4H^3.2AzH^3 = 132$.


$P + O^4 + H^9 + Az^2 +$ eau


$= PO^4H^3.2AzH^3$, sel bibasique dissous........ $+375^{Cal},0$ ou $+371^{Cal},5$

Ce sel, sous la forme de dissolution, est susceptible de plusieurs états différents, comme il vient d'être dit.

Phosphate monoammoniacal : $PO^4H^3.AzH^3 = 115$.


$P + O^4 + H^6 + Az +$ eau $= PO^4H^3.AzH^3$ diss.................. $+341^{Cal},2$

BORATES D'AMMONIAQUE.

$B^2O^3 + 220H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$..............	$+\ 8^{Cal},93$	
» $+ 2(AzH^3 + 110H^2O)$.............	+11,55	
» $2^e(AzH^3 + 110H^2O)$..........		$+2^{Cal},62$
» $+ 3(AzH^3 + 110H^2O)$.............	+12,62	
» $3^e(AzH^3 + 110H^2O)$..........		+1,02

Sel monoammoniacal $(B^2O^3.AzH^3.H^2O)$ formé en présence de	$220H^2O$.	$+9^{Cal},44$
» »	$330H^2O$.	+8,93
» »	$440H^2O$.	+8,44
» »	$1320H^2O$.	+7,27
Dilution de ce sel, de $220H^2O$ à $1320H^2O$........................		—2,17

Ainsi, on observe la décomposition progressive par l'eau du sel

monoammoniacal. Elle est encore plus marquée sur le sel biammoniacal. Ce sont là des phénomènes analogues à ceux que présentent les borates de soude (p. 123).

En outre, ces décompositions sont plus profondes et donnent lieu à des absorptions de chaleur plus notables avec les borates d'ammoniaque, qu'avec les borates de soude.

B., *A.* [4], XXIX, 465, 467 ; 1873.

CYANHYDRATE.



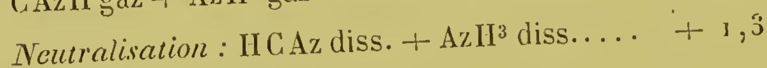
CH^4Az^2 ou $CyH.AzH^3 = 44$.

	Cal		Cal
C (diamant) + H^4 + Az = CAzH.AzH^3 crist..	+ 2,3	dissous.	— 2,1
Cy + Az + H^4 = CyH.AzH^3	+39,2	dissous.	+ 34,85

B., *A.* [5], V, 452 ; 1875.



CAzH gaz + AzH^3 gaz = CAzH.AzH^3 crist... +20,6



Neutralisation : HCAz diss. + AzH^3 diss..... + 1,3

Dissolution :



CAzH.AzH^3............................ — 4,4 (B.)

CYANATE D'AMMONIAQUE.



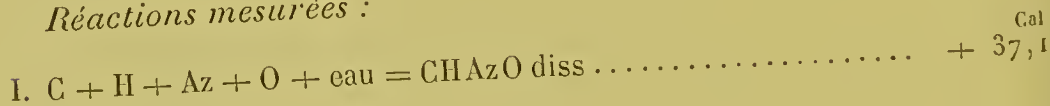
CHAzO.AzH^3 = 60.

	Cal
C + H^4 + Az^2 + O + eau = CHAzO.AzH^3 dissous..............	+ 68,9
Cy + H^4 + Az^2 + O + eau = CyHO.AzH^3 dissous	+105,8
CyH.AzH^3 dissous + O = CHAzO.AzH^3 dissous................	+ 71,0

B., *C. R.*, CXXIII, 340 ; 1896.

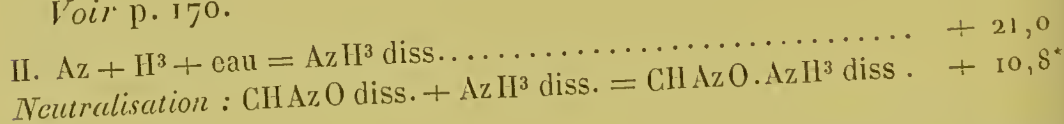
Réactions mesurées :

Cal

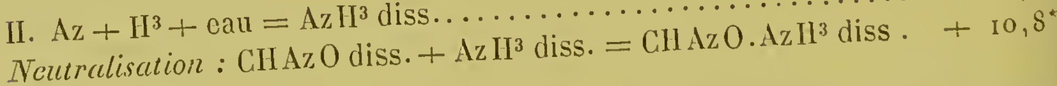


I. C + H + Az + O + eau = CHAzO diss .... + 37,1

Voir p. 170.



II. Az + H^3 + eau = AzH^3 diss.............................. + 21,0



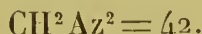
Neutralisation : CHAzO diss. + AzH^3 diss. = CHAzO.AzH^3 diss . + 10,8*

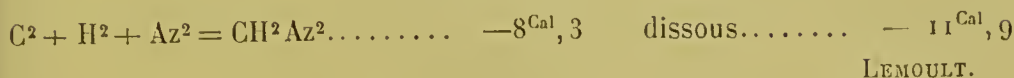
Calculé d'après la chaleur de neutralisation de KHO dissoute par CHAzO dissous, soit +12,15 (p. 171), diminué de 1,3; conformément à la relation générale que l'on observe entre la formation des sels potassiques et des sels ammoniacaux d'un même acide, à l'état dissous.

D'après le nombre +68,9, la transformation du cyanate d'ammo-

niaque dissous, $CHAzO.AzH^3$, en urée, CH^4Az^2O, isomérique, également dissoute, dégage : $+8^{Cal},3$.

CYANAMIDE.


$$CH^2Az^2 = 42.$$

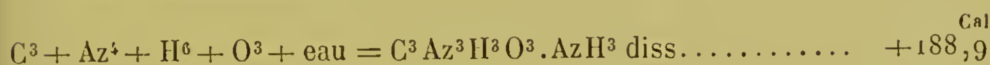

$C^2 + H^2 + Az^2 = CH^2Az^2$ .... $-8^{Cal},3$ dissous........ $-11^{Cal},9$

LEMOULT.

Voir p. 172. *Voir* aussi plus loin la CHIMIE ORGANIQUE (*Amides*).

CYANURATES D'AMMONIAQUE.

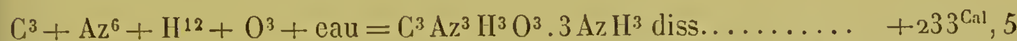
Sel monoammoniacal :


$C^3 + Az^4 + H^6 + O^3 +$ eau $= C^3Az^3H^3O^3.AzH^3$ diss............ $+188^{Cal},9$

Sel biammoniacal :


$C^3 + Az^5 + H^9 + O^3 +$ eau $= C^3Az^3H^3O^3.2AzH^3$ diss........... $+211^{Cal},5$

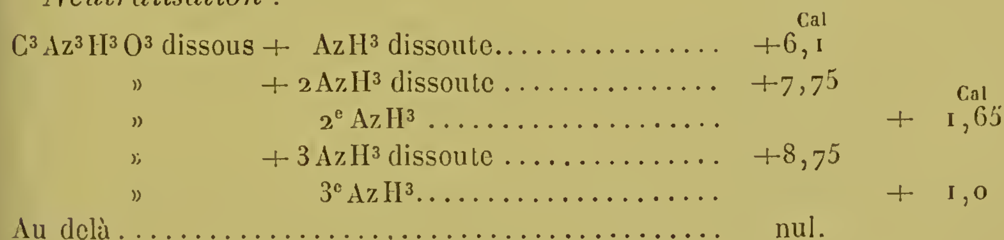
Sel triammoniacal :


$C^3 + Az^6 + H^{12} + O^3 +$ eau $= C^3Az^3H^3O^3.3AzH^3$ diss........... $+233^{Cal},5$

LEMOULT, *C. R.*, CXXI, 353; 1895.

Voir p. 173.

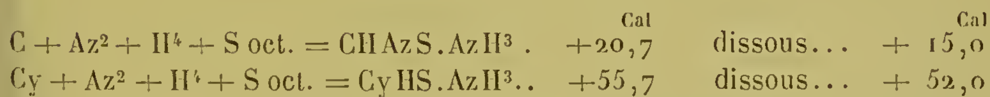
Neutralisation :



		Cal	Cal
$C^3Az^3H^3O^3$ dissous	$+ AzH^3$ dissoute................	$+6,1$	
»	$+ 2AzH^3$ dissoute...............	$+7,75$	
»	2e AzH^3.....................		$+ 1,65$
»	$+ 3AzH^3$ dissoute...............	$+8,75$	
»	3e AzH^3.....................		$+ 1,0$
Au delà	....	nul.	

SULFOCYANATE.


$$CHAzS.AzH^3 = 76.$$



	Cal		Cal
$C + Az^2 + H^4 + S$ oct. $= CHAzS.AzH^3$.	$+20,7$	dissous...	$+ 15,0$
$Cy + Az^2 + H^4 + S$ oct. $= CyHS.AzH^3$..	$+55,7$	dissous...	$+ 52,0$


Neutralisation : $CyHS$ diss. $+ AzH^3$ diss. $= CyHS.AzH^3$ diss .... $+ 12,55$


Dissolution : $CyHS.AzH^3 +$ eau, vers 12°.................... $- 5,67$

JO., *A.* [5], XXVI, 541 ; 1882.

La transformation du sulfocyanate d'ammoniaque, $CHAzS.AzH^3$,

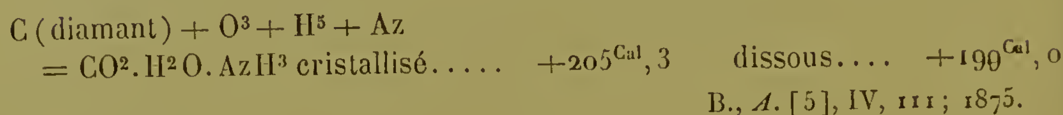
en urée sulfurée isomérique, dégage, soit à l'état cristallisé, soit à l'état dissous, la même quantité de chaleur : $+9^{Cal},8$.

CARBONATES.

Carbonate normal, monobasique (bicarbonate ordinaire)



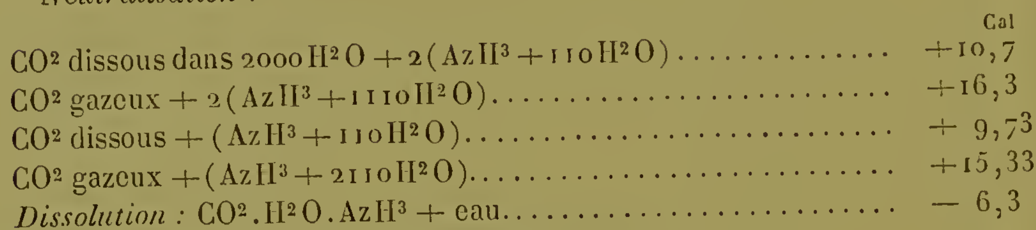
$$CO^2.H^2O.AzH^3 = 79.$$



$C\,(\text{diamant}) + O^3 + H^5 + Az$
$= CO^2.H^2O.AzH^3$ cristallisé..... $+205^{Cal},3$ dissous.... $+199^{Cal},0$

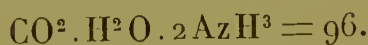
B., *A.* [5], IV, 111; 1875.

Neutralisation :

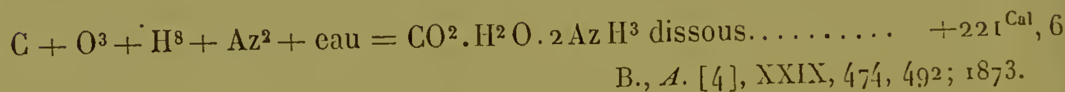


	Cal
CO^2 dissous dans $2000H^2O + 2(AzH^3 + 110H^2O)$	$+10,7$
CO^2 gazeux $+ 2(AzH^3 + 1110H^2O)$	$+16,3$
CO^2 dissous $+ (AzH^3 + 110H^2O)$	$+9,73$
CO^2 gazeux $+ (AzH^3 + 2110H^2O)$	$+15,33$
Dissolution : $CO^2.H^2O.AzH^3$ + eau	$-6,3$

Carbonate bibasique (carbonate ordinaire) :



$$CO^2.H^2O.2AzH^3 = 96.$$



$C + O^3 + H^8 + Az^2 + \text{eau} = CO^2.H^2O.2AzH^3$ dissous.......... $+221^{Cal},6$

B., *A.* [4], XXIX, 474, 492; 1873.

Réactions mesurées :

I. Formation CO^2 par les éléments.
II. Formation AzH^3 par les éléments.
III. Formation H^2O par les éléments.
IV. Neutralisation.

L'action de l'ammoniaque dissoute, sur l'acide carbonique dissous, s'exerce d'une manière progressive et donne lieu à des équilibres, qui dépendent des proportions relatives des deux composants et de l'eau.

Le bicarbonate dissous est le sel normal, d'après les théories de la Chimie organique. En fait, il représente l'état le plus stable relativement, ainsi que la limite de la réaction en présence d'une très grande quantité d'eau (Mémoire cité plus haut, p. 478). Cependant ce sel même est sensiblement dissocié dans ses dissolutions.

Composé amidé (*carbamate d'ammoniaque*) : $CO^2.2AzH^3 = 78$.



$C + O^2 + Az^2 + 3H^2 = CO^2.AzH^3$ .... $+158^{Cal},0$

Réaction mesurée :

Union du gaz carbonique et du gaz ammoniac :



$CO^2 + 2\,AzH^3 = CO^2.2\,AzH^3$ .... $+\ 39^{Cal},3$

RAABE, *J. B. für* 1882, 124.

IMIDE CARBONIQUE (ACIDE CYANIQUE).

$CHAzO$.

Voir plus haut, p. 170, 174.

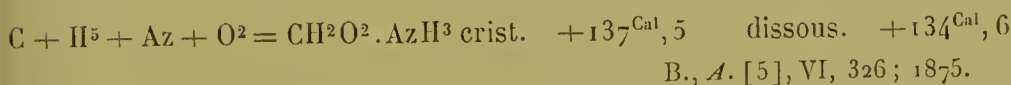
AMIDE (URÉE) ET NITRILE (CYANAMIDE) CARBONIQUES

CH^4Az^2O et CH^2Az^2.

Voir les pages 172, 174, 229 et la CHIMIE ORGANIQUE.

FORMIATE.

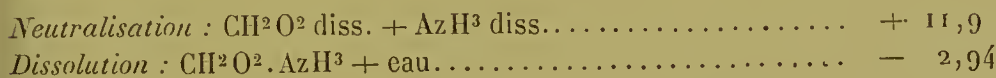
$CH^2O^2.AzH^3 = 63$.



$C + H^5 + Az + O^2 = CH^2O^2.AzH^3$ crist. $+137^{Cal},5$ dissous. $+134^{Cal},6$

B., *A.* [5], VI, 326; 1875.

Réactions mesurées : Chaleurs de formation de l'acide, de la base, neutralisation, dissolution.



Neutralisation : CH^2O^2 diss. $+ AzH^3$ diss. .... $+\ 11,9$

Dissolution : $CH^2O^2.AzH^3$ + eau .... $-\ 2,94$

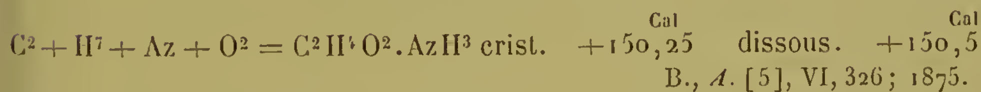
AMIDE ET NITRILE (ACIDE CYANHYDRIQUE) FORMIQUES.

CH^3AzO et $CHAz$.

Voir p. 168, 174 et la CHIMIE ORGANIQUE.

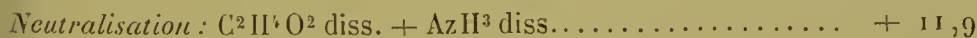
ACÉTATE.

$C^2H^4O^2.AzH^3 = 77$.

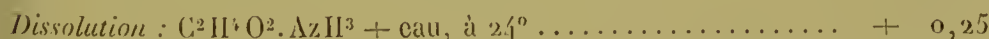


$C^2 + H^7 + Az + O^2 = C^2H^4O^2.AzH^3$ crist. $+150^{Cal},25$ dissous. $+150^{Cal},5$

B., *A.* [5], VI, 326; 1875.



Neutralisation : $C^2H^4O^2$ diss. $+ AzH^3$ diss. .... $+\ 11,9$



Dissolution : $C^2H^4O^2.AzH^3$ + eau, à 24° .... $+\ 0,25$

Oxalates.

Sel bibasique normal : $C^2H^2O^4.2AzH^3 = 124$.

$C^2 + H^8 + Az^2 + O^4 = C^2H^2O^4.AzH^3$........	^{Cal} +270,1	diss.	^{Cal} +262,1
		B., *A.* [5], VI, 326; 1875.	
Neutralisation : $C^2H^2O^4$ diss. + $2AzH^3$ diss.	+ 25,4	ou	+12,7×2
$C^2H^2O^4$ diss. + AzH^3 diss..................	+ 12,7		
Dissolution : $C^2H^2O^4.2AzH^3$ + eau........	— 8,0		
Hydrate : $C^2H^2O^4.2AzH^3.H^2O$ + eau......	— 11,5		

AMIDE ET NITRILE (CYANOGÈNE) OXALIQUES.

Voir p. 167 et 174 et la Chimie organique.

La chaleur de neutralisation des sels solubles d'ammoniaque est, en général, inférieure de $1^{Cal},3$ environ à celle des sels de potassium ou de sodium, toutes les fois qu'il s'agit de sels d'acides forts, sels qui ne sont pas dissociés sensiblement par l'eau qui les dissout. Cet écart varie peu avec la dilution, au moins à partir du moment où la liqueur renferme 1 molécule de sel dissoute dans 4^{lit}.

Au contraire, les sels ammoniacaux des acides faibles sont dissociés par l'eau d'une façon plus profonde que les sels potassiques ou sodiques des mêmes acides. D'où il résulte que l'écart entre leur chaleur de neutralisation et celle des sels des alcalis fixes surpasse $1^{Cal},3$. En outre, cet écart change notablement, si l'on emploie un excès de base, ou d'acide; ou bien encore, si l'on fait varier la dilution.

B. *A.* [4], XXIX, 433; 1873.

TROISIÈME DIVISION.

MÉTAUX ALCALINO-TERREUX.

CHAPITRE I.

CALCIUM.

Poids atomique : Ca = 40. Métal bivalent.
Poids équivalent : 20.
Poids moléculaire : 80.
Chaleur spécifique moléculaire (pour $Ca^2 = 80$) : 13,6 (Bunsen).

Oxyde.

CaO = 56.

Anhydride :

Ca + O = CaO anhydre....... $+131^{Cal},5$ dissoute saturée. $+149^{Cal},6$
Th. U., III, 244.

Dissolution : CaO + eau = CaO diss. saturée. $+18^{Cal},1$ diluée. $+19^{Cal},0$
B., *A.* [5], IV, 532 ; 1875.

Hydrate : $CaO.H^2O = 74$.

$Ca + O^2 + H^2 = CaO.H^2O$ sol.. $+215^{Cal},6$ { dissoute, saturée $+218^{Cal},6$; dissoute, diluée. $+219,5$ }

$CaO + H^2O$ liquide $= CaO.H^2O$ solide........................ + 15,1

$CaO + H^2O$ solide $= CaO.H^2O$ solide........................ + 13,8

Dissolution : $CaO.H^2O$ + eau, solut. saturée. +3,0 diluée. + 3,9 env.
B., Mémoire cité.

Réactions mesurées :

I. Ca + 2HCl étendu = $CaCl^2$ dissous + H^2.................. $+108^{Cal},6$

L'expérience exacte est fort difficile ; elle a été faite en attaquant

par un acide concentré un morceau de calcium contenant du fer, en présence du pétrole, et l'auteur a calculé le poids du calcium d'après le volume de l'hydrogène dégagé : ce sont là des conditions peu favorables à des mesures précises.

Th. U., III, 244.

II. CaO anhydre + 2HCl étendu, à 16°........................ $+46^{Cal},1$

III, IV, V. Chaleurs de formation de H^2O et de HCl, et chaleur de neutralisation de CaO dissoute.

B., Mémoire cité.

CHLORURE.

$CaCl^2 = 111.$

$Ca + Cl^2 = CaCl^2$ sol......... $+169^{Cal},9$ dissous......... $+187^{Cal},4$

Réaction mesurée : Action de HCl étendu sur la chaux.

Neutralisation : CaO étendue + 2HCl étendu... $+28^{Cal},0$

B., *A.* [5], IV. 532 ; 1875.

Dissolution : $CaCl^2$ + eau ($200H^2O$), à $t°$...... $+174^{Cal},8 + 0,0724\,(t-15°)$

B. et Il., *A.* [5], XXIX, 303 ; 1883.

$CaCl^2$ + alcool................................ + 17,5

Pick. *J.B. für* 1888 ; 322.

Hydrate : $CaCl^2.6H^2O$ + eau................ — 4,3 (Th.)

$CaCl^2.6H^2O$ + alcool........................ — 2,6 (Pick.)

Oxychlorure :

Anhydride : $CaCl^2 + 3CaO = CaCl^2.3CaO$ anhydre........... $+ 8^{Cal},4$

Hydrates { $CaCl^2 + 3CaO + 3H^2O$ liq. $= CaCl^2.3CaO.3H^2O$ crist. + 58,1
{ $CaCl^2 + 3CaO + 3H^2O$ sol. $= CaCl^2.3CaO.3H^2O$.... + 54,2

{ $CaCl^2 + 3CaO + 16H^2O$ liq. $= CaCl^2.3CaO.16H^2O$ crist..... + 92,4
{ $CaCl^3 + 3CaO + 16H^2O$ sol. $= CaCl^2.3CaO.16H^2O$.......... + 71,6

Réactions mesurées. — Action de HCl étendu sur ces composés.

André, *A.* [6], III, 69 ; 1884.

Sel double : $CaCl^2.2KCl$. Préparé par fusion

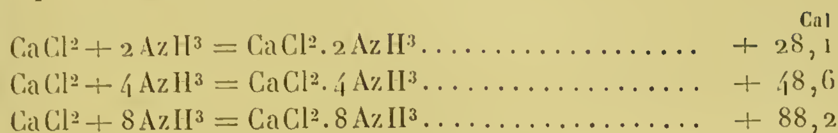
$CaCl^2 + 2KCl = CaCl^2.2KCl$ (tous sels solides)............... $+ 2^{Cal},5$

B. et Il., *A.* [5], XXIX, 336 ; 1883.

Réaction mesurée :

Chaleur de dissolution dans l'eau du sel double, comparée à la somme de celles des sels simples.

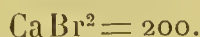
Composés ammoniacaux :



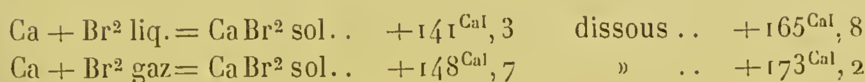
	Cal
$CaCl^2 + 2\,AzH^3 = CaCl^2.2\,AzH^3$	$+\ 28,1$
$CaCl^2 + 4\,AzH^3 = CaCl^2.4\,AzH^3$	$+\ 48,6$
$CaCl^2 + 8\,AzH^3 = CaCl^2.8\,AzH^3$	$+\ 88,2$

Isambert, *C. R.*, LXXXVI, 968 ; 1878.

BROMURE.

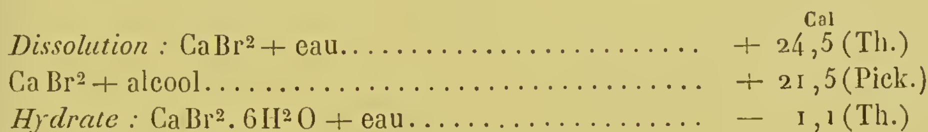


$CaBr^2 = 200.$



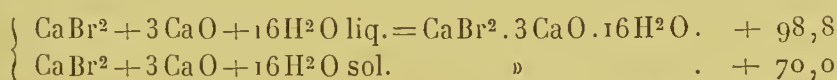
$Ca + Br^2$ liq. $= CaBr^2$ sol..	$+141^{Cal},3$	dissous ..	$+165^{Cal},8$
$Ca + Br^2$ gaz $= CaBr^2$ sol..	$+148^{Cal},7$	» ..	$+173^{Cal},2$

Neutralisation. — On admet que HBr étendu dégage la même quantité de chaleur que HCl étendu, en s'unissant avec CaO dissoute.



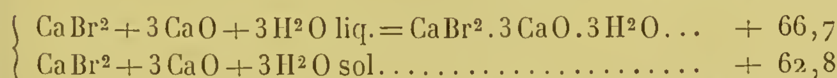
	Cal
Dissolution : $CaBr^2$ + eau	$+\ 24,5$ (Th.)
$CaBr^2$ + alcool	$+\ 21,5$ (Pick.)
Hydrate : $CaBr^2.6H^2O$ + eau	$-\ 1,1$ (Th.)

Oxybromure :



$CaBr^2 + 3\,CaO + 16\,H^2O$ liq. $= CaBr^2.3\,CaO.16\,H^2O$.	$+\ 98,8$
$CaBr^2 + 3\,CaO + 16\,H^2O$ sol. »	$+\ 70,0$

Tassilly, *C. R.*, CXIX, 372 ; 1894.



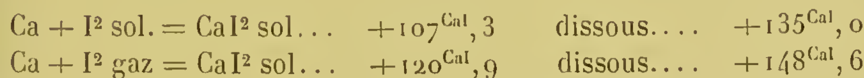
$CaBr^2 + 3\,CaO + 3\,H^2O$ liq. $= CaBr^2.3\,CaO.3\,H^2O$...	$+\ 66,7$
$CaBr^2 + 3\,CaO + 3\,H^2O$ sol	$+\ 62,8$

Tassilly, *C. R.*, CXXII, 822 ; 1896.

IODURE.



$CaI^2 = 294.$



$Ca + I^2$ sol. $= CaI^2$ sol...	$+107^{Cal},3$	dissous....	$+135^{Cal},0$
$Ca + I^2$ gaz $= CaI^2$ sol...	$+120^{Cal},9$	dissous....	$+148^{Cal},6$

Neutralisation.—On admet que HI étendu dégage la même quantité de chaleur que HCl étendu, en s'unissant à $+$CaO dissoute.



Dissolution : CaI^2 + eau	$+\ 27,7$ (Th.)
Hydrate : $CaI^2.8\,H^2O$ + eau	$+\ 1,73$

Tassilly, *C. R.*, CXXII, 82 ; 1896.

Oxyiodure :

$\left\{ \begin{array}{l} CaI^2 + 3CaO + 16H^2O \text{ liq.} = CaI^2.3CaO.16H^2O \ldots\ldots\ldots\ldots + 102^{Cal},3 \\ CaI^2 + 3CaO + 16H^2O \text{ sol.} \quad » \quad \ldots\ldots\ldots\ldots + 81^{Cal},5 \end{array} \right.$

TASSILLY, *C. R.*, CXIX, 373; 1894.

FLUORURE.

$CaF^2 = 78.$

$Ca + F^2 = CaF^2$ précipité .... $+218^{Cal},4$

Neutralisation : $2HF$ diss. + CaO diss. = CaF^2 précip. + H^2O.. $+ 37^{Cal},2$

GU., *A.* [6], III, 38; 1884.

SULFURE.

$CaS = 72.$

$Ca + S = CaS$ sol........... $+90^{Cal},8$ dissous.......... $+ 97^{Cal},1$

Réactions mesurées :

I. $CaS + 2HCl$ étendu = $CaCl^2$ diss. + H^2S diss............... $+ 26,3$

SAB., *A.* [5], XXII, 10; 1881.

Neutralisation : CaO dissoute + H^2S diss. = CaS diss. + H^2O.. $+ 7,8$

SÉLÉNIURE.

$CaSe = 119.$

$Ca + Se$ mét. = $CaSe$ solide.. $+ 58^{Cal},0$

Réaction mesurée :

$CaSe + 2HCl$ étendu = $CaCl^2$ diss. + H^2Se diss............... $+ 34^{Cal},8$

FABRE, *A.* [6], X, 513; 1887.

SULFATE DE CHAUX.

$SO^4Ca = 136.$

$S + O^4 + Ca = SO^4Ca$ solide......... $+317^{Cal},4$ diss...... $+321^{Cal},8$

Th. U., I, 313.

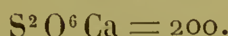
Neutralisation : SO^4H^2 étendu + CaO dissoute
$= SO^4Ca$ diss. + H^2O .... $+ 31^{Cal},1$

Dissolution : SO^4Ca + eau .... + $4^{Cal},4$

Hydrate : $SO^4Ca.2H^2O$ + eau .... — $0^{Cal},3$

Th. U., III, 251.

HYPOSULFATE.

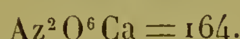


$S^2O^6Ca = 200.$

Dissolution : $S^2O^6Ca.4H^2O$ + eau .... — $8^{Cal},0$

Th. U., III, 191.

AZOTATE.



$Az^2O^6Ca = 164.$

$Az^2 + O^6 + Ca = (AzO^3)^2Ca$ sol... $+202^{Cal}$ diss..... $+206^{Cal},0$

Neutralisation : $2AzO^3H$ diss. + CaO diss.
$= Az^2O^6Ca$ diss. + H^2O .... + 27,8

B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Dissolution : Az^2O^6Ca + eau .... + 3,95

Th. U., III, 251.

Az^2O^6Ca + alcool .... + 5,7 (Pick.)

Hydrate : $Az^2O^6Ca.4H^2O$ + eau .... — 7,6 (B.)

$Az^2O^6Ca.4H^2O$ + alcool .... — 1,8 (Pick.)

Sel basique : $Az^2O^6Ca.CaO.H^2O.$

Union des deux composants .... + $2^{Cal},0$

A. Wr., *A.* [6], XXVII, 570; 1892.

Réaction mesurée :

Dissolution du sel basique dans AzO^3H étendu .... + 33,2

HYPOAZOTITE.



$Az^2CaO^2 = 100.$

Réaction mesurée : dissolution de l'hypoazotite cristallisé dans l'acide chlorhydrique étendu. D'où l'on conclut :

$Az^2O^2H^2$ diss. + CaO. H^2O diss. + $2H^2O$ liq.
$= Az^2O.CaO.4H^2O$ crist .... + 21,6

B., *A.* [6], XVIII, 571; 1889.

PHOSPHATES.

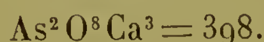
Phosphate tribasique : $P^2O^8Ca^3 = 310.$ États multiples.

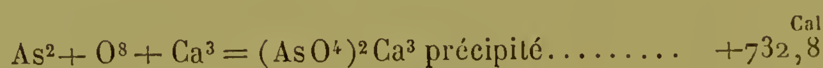
$P^2 + O^8 + Ca^3 = P^2O^8Ca^3$ gélatineux.	$+913^{Cal},6$ à $+919^{Cal},2$ (selon les états)
$2PH^3O^4$ diss. + CaO diss	+29,6
» + 2CaO diss	+49,0 à +55,8 (Joly).
» + 3CaO diss	+58,4. Action directe.
	+64,0 par double décomposit.
» + excès CaO diss	+59,6

B., *A.* [5], XVII, 135; 1879. — *A.* [6], XI, 358; 1887.

Le précipité, obtenu par la réaction directe d'un excès d'eau de chaux, renferme un excès notable de CaO sur la proportion atomique : $3CaO.P^2O^5$.

ARSÉNIATE.


$As^2O^8Ca^3 = 398.$



$As^2 + O^8 + Ca^3 = (AsO^4)^2Ca^3$ précipité.........	Cal +732,8

Neutralisation :

		Cal
$2AsH^3O^4$ dissous	+ CaO dissoute....................	+ 29,0
»	+ 2CaO diss...........................	+ 54,0
»	+ 3CaO diss...........................	+ 59,0
»	+ 5CaO diss...........................	+ 60,1

Le précipité obtenu en dernier lieu renferme jusqu'à 3,5 CaO.

BLAREZ, *C. R.*, CIII, 639; 1886.

CYANURE.


$Ca(CAz)^2 = 92.$

	Cal
$Ca + C^2 + Az^2 +$ eau $= C^2Az^2Ca$ dissous.....................	+ 38,3
$Ca + Cy^2 +$ eau $= C^2Az^2Ca$ dissous..........................	+112,2

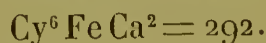
Neutralisation : $2HCy$ diss. + CaO diss. = $CaCy^2$ diss. + H^2O.. + 6,4

Jo., *A.* [5], XXVI, 498; 1882.

Sel basique : $CaCy^2$ diss. + $3CaO$ diss. + $16H^2O$ liq.
$= CaCy^2.3CaO.16H^2O$....................... + 11,6

Calculé d'après la réaction de HCl étendu.

FERROCYANURE.


$Cy^6FeCa^2 = 292.$

Neutralisation : Cy^6FeH^4 diss. + CaO diss. = sel diss..........	+ 28,4
» + 2CaO diss. = sel diss.........	+ 56,4
Dissolution : $Cy^6FeCa^2.12H^2O$ + eau..........................	− 4,6

SILICATE.


$SiO^3Ca = 116.$

Si crist. + O^3 + Ca = SiO^3Ca calciné..........................	+344^Cal,4
SiO^2 crist. (quartz) + CaO..................................	+ 33^Cal,1

LE CHATELIER, *C. R.*, CXX, 625; 1895.

CARBONATE.

$CO^3Ca = 100$. États multiples.

		Cal
C (diam.) + O^3 + Ca = CO^3Ca précipité		+269,1
»	crist. spath	+270,5
»	arragonite	+270,8
CO^2 gaz + CaO anhydre = CO^3Ca précipité		+ 43,3
CO^2 dissous + CaO dissoute = CO^3Ca précipité		+ 19,6

B., *A.* [5], IV, 165; 1875.

CO^2 dissous + CaO dissoute = CO^3Ca crist.	+ 21,0

Le Chatelier, *C. R.*, CXVI, 390; 1890.

Réactions mesurées :

A. CO^3K^2 diss. + $CaCl^2$ diss. = CO^3Ca + 2KCl diss. .... — 0,9

B. CO^3Na^2 diss. + $CaCl^2$ diss. = CO^3Ca + 2NaCl diss. .... — 1,1

C. Les états divers du carbonate de chaux dissous dans HCl étendu.

FORMIATE.

$(CHO^2)^2Ca = 130$.

$C^2 + H^2 + O^4 + Ca = (CHO^2)^2Ca$ sol	$+309^{Cal},5$	diss.	$+310^{Cal},2$
Neutralisation : $2CH^2O^2$ diss. + CaO diss.	$+ 26^{Cal},4$		
Dissolution : $(CHO^2)^2Ca$ + eau	$+ 0^{Cal},7$		

B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

ACÉTATE.

$(C^2H^3O^2)^2Ca = 158$.

	Cal		
$C^4 + H^6 + O^4 + Ca = (C^2H^3O^2)^2Ca$ anhydre	+335,0	diss.	$+342^{Cal},6$
Neutralisation : $2C^2H^4O^2$ diss. + CaO diss.	+ 26,8		
Dissolution : $(C^2H^3O^2)^2Ca$ + eau	+ 7,0		
Hydrate : $(C^2H^3O^2)^2Ca.H^2O$ + eau	+ 5,4		

B., *A.* [5], IV, 94; 1875.

OXALATE.

$C^2CaO^4 = 128$.

$C^2 + Ca + O^4 = C^2CaO^4$ précipité .... $+312^{Cal},9$

Ce sel est hydraté.

Neutralisation : $C^2H^2O^4$ diss. + CaO diss. = $C^2CaO^4.H^2O$ préc. . $+ 37^{Cal},0$

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

Cette valeur est déduite d'expériences directes et de doubles décompositions. Le nombre obtenu varie un peu, parce qu'il se forme des hydrates différents, suivant les conditions.

La chaleur de neutralisation de la chaux, de la strontiane et de la baryte dissoute par les acides étendus, avec formation de sels dissous, est en général sensiblement la même. Elle est presque égale à celles de la potasse et de la soude; plus exactement, elle les surpasse d'une petite quantité.

CHAPITRE II.

STRONTIUM.

Poids atomique : Sr = 87,5. Métal bivalent.
Poids équivalent : 43,7.
Poids moléculaire : 175.

Oxyde.

Anhydride : SrO = 103,5.

Sr + O = SrO anhydre........ +131^Cal^,2 dissoute....... +158^Cal^,4

Réactions mesurées :

I. Sr + 2HCl étendu = $SrCl^2$ dissous + H^2.................... +117^Cal^,05

Th. U., III, 253.

Le poids du strontium a été calculé d'après le volume de l'hydrogène recueilli ; méthode qui n'est pas irréprochable.

II. SrO étendue + 2HCl étendu = $SrCl^2$ étendu + H^2O......... + 27,6

III. Chaleurs de formation de H^2O et de HCl étendu.

IV. SrO anhydre + 2HCl étendu, à 16°........................ + 54,8

B., *A.* [5], IV, 532 ; 1875.

Dissolution : SrO + eau = SrO dissoute...................... + 27,2

Hydrate : $SrO.H^2O$ = 121,5.

Sr + O^2 + H^2 = $SrO.H^2O$ sol.... +217^Cal^,3 dissoute..... +227^Cal^,4

SrO + H^2O liq. = $SrO.H^2O$ solide......................... + 17,1
» sol. » .... + 15,8

Dissolution : $SrO.H^2O$ + eau = SrO dissoute................. + 10,1

Autre hydrate : $SrO.9H^2O$.

$SrO.H^2O$ + $8H^2O$ liq. = $SrO.9H^2O$ .... + 24,7
$SrO.H^2O$ + $8H^2O$ sol. » .... + 14,3

Dissolution : $SrO.9H^2O$ + eau = SrO dissoute + $9H^2O$........ — 14,6

Réactions mesurées :

B., Mémoire cité.

$SrO.H^2O$ anhydre + 2HCl étendu, à 16° ... . + 37,7
$SrO.9H^2O$ cristallisée + 2HCl étendu, à 16°................ + 13,0

CHLORURE.

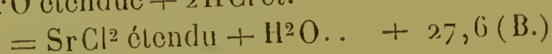


$SrCl^2 = 158,5$.

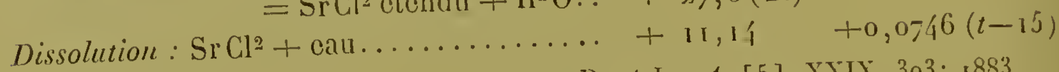


$Sr + Cl^2 = SrCl^2$ anhydre .... $+184^{Cal},7$ diss. $+195^{Cal},85$

Neutralisation : SrO étendue $+ 2HCl$ ét.

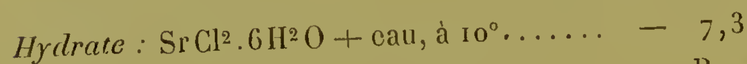


$= SrCl^2$ étendu $+ H^2O$.. $+ 27,6$ (B.)



Dissolution : $SrCl^2 +$ eau .... $+ 11,14$ $+0,0746\,(t-15)$

B. et IL. *A.* [5], XXIX, 303; 1883.

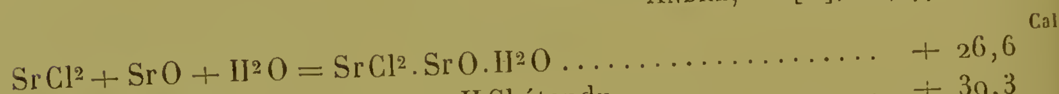


Hydrate : $SrCl^2.6H^2O +$ eau, à 10° .... $- 7,3$

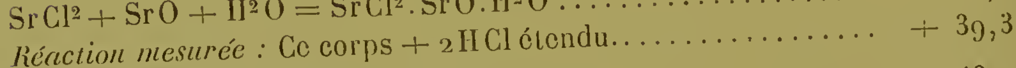
B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

Oxychlorures.

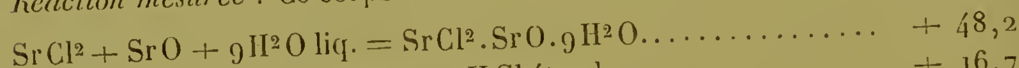
ANDRÉ, *A.* [6], III, 77; 1875.



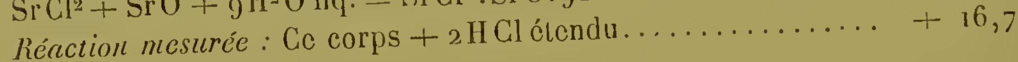
$SrCl^2 + SrO + H^2O = SrCl^2.SrO.H^2O$ .... $+ 26^{Cal},6$



Réaction mesurée : Ce corps $+ 2HCl$ étendu.................. $+ 39,3$



$SrCl^2 + SrO + 9H^2O$ liq. $= SrCl^2.SrO.9H^2O$............... $+ 48,2$

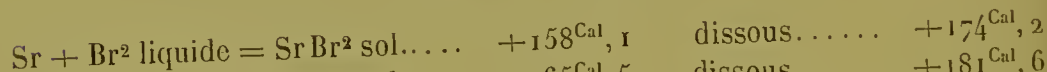


Réaction mesurée : Ce corps $+ 2HCl$ étendu.................. $+ 16,7$

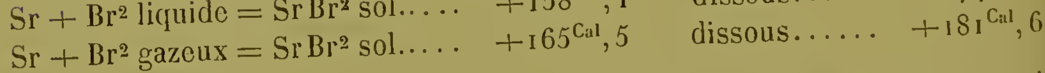
BROMURE.



$SrBr^2 = 247,5$.

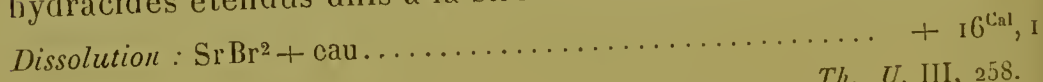


$Sr + Br^2$ liquide $= SrBr^2$ sol..... $+158^{Cal},1$ dissous...... $+174^{Cal},2$



$Sr + Br^2$ gazeux $= SrBr^2$ sol..... $+165^{Cal},5$ dissous...... $+181^{Cal},6$

Neutralisation : on admet que la chaleur dégagée par les trois hydracides étendus unis à la strontiane dissoute est la même.



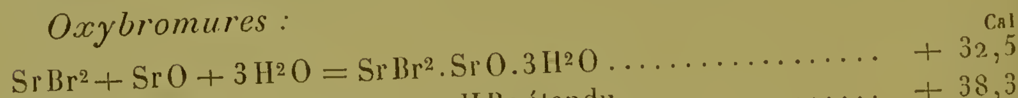
Dissolution : $SrBr^2 +$ eau...................................... $+ 16^{Cal},1$

Th.. U, III, 258.

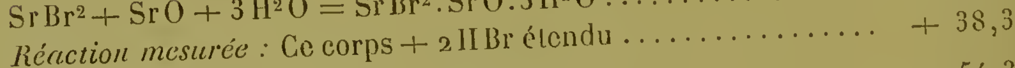


Hydrate : $SrBr^2.6H^2O +$ eau.................................. $- 7^{Cal},2$

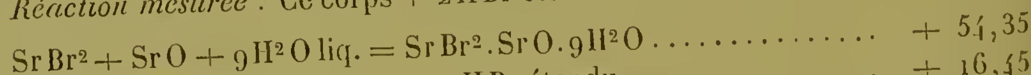
Oxybromures :



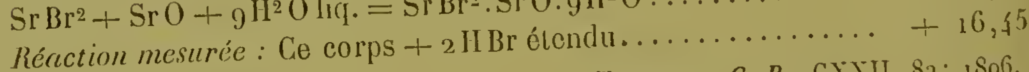
$SrBr^2 + SrO + 3H^2O = SrBr^2.SrO.3H^2O$ .... $+ 32^{Cal},5$



Réaction mesurée : Ce corps $+ 2HBr$ étendu .... $+ 38,3$



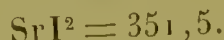
$SrBr^2 + SrO + 9H^2O$ liq. $= SrBr^2.SrO.9H^2O$ .... $+ 54,35$



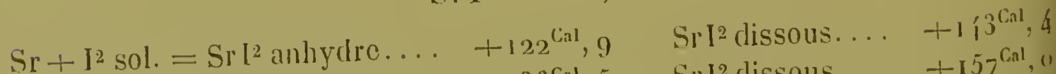
Réaction mesurée : Ce corps $+ 2HBr$ étendu.................. $+ 16,45$

TASSILLY, *C. R.*, CXXII, 82; 1896.

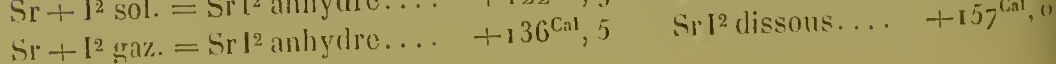
IODURE.



$SrI^2 = 351,5$.



$Sr + I^2$ sol. $= SrI^2$ anhydre.... $+122^{Cal},9$ SrI^2 dissous.... $+143^{Cal},4$



$Sr + I^2$ gaz. $= SrI^2$ anhydre.... $+136^{Cal},5$ SrI^2 dissous.... $+157^{Cal},0$

Neutralisation : voir plus haut.

Dissolution : SrI^2 + eau....... + 20,5

TASSILLY, *C. R.*, CXX, 733; 1895.

Hydrate.

$SrI^2.7H^2O$ + eau........... — 4,47

TASSILLY, *C. R.*, CXXII, 82; 1896.

FLUORURE.

$SrF^2 = 125,5$.

$Sr + F^2 = SrF^2$ précipité .... $+225^{Cal},8$

Neutralisation : $2HF$ diss. + SrO dissoute = SrF^2 préc. + H^2O . $+ 35^{Cal},8$

GU., *A.* [6], III, 37; 1884.

SULFURE.

$SrS = 119,5$.

$Sr + S = SrS$ solide .... $+99^{Cal},3$ dissous .... $+106^{Cal},7$

Réaction mesurée : $SrS + 2HCl$ étendu $= SrCl^2$ diss. + H^2S diss. + 27,2

Neutralisation : H^2S diss. + SrO dissoute = SrS diss. + H^2O . . + 7,8

SAB., *A.* [5], XXII; 1881.

SÉLÉNIURE.

$SeSr = 166,5$.

Se mét. + Sr = SeSr solide.................................. $+ 67^{Cal},6$

Réaction mesurée : $SrSe + 2HCl$ dis. = $SrCl^2$ dis. + H^2Se dis... $+ 33^{Cal},6$

FABRE, *A.*, [6], 515; 1887.

SULFATE.

$SO^4Sr = 184,5$.

$S + O^4 + Sr^2 = SO^4Sr^2$.................................. $+330^{Cal},2$

Neutralisation : SO^4H diss. + SrO diss. = SO^4Sr^2 préc. + H^2O.. $+ 30^{Cal},7$

Th. U., I, 313.

Sulfate double de Na *et de* Sr (préparé par fusion) :

$2SO^4Na^2 + SO^4Sr = 2SO^4Na^2.SO^4Sr$...................... + 2,31

Mesure de la chaleur de dissolution, six semaines après la solidification.

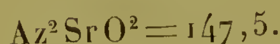
B. et IL., *A.* [5], XXIX, 329; 1883.

HYPOSULFATE.


$S^2O^6Sr = 247,5.$

Dissolution : $S^2O^6Sr.4H^2O$ + eau .... $-9^{Cal},25$
Th. U., III, 191.

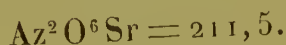
HYPOAZOTITE.


$Az^2SrO^2 = 147,5.$

$Az^2O^2H^2$ diss. + $4H^2O$ liq. + SrO diss. = $Az^2SrO^2.5H^2O$ crist. + $21^{Cal},6$
B., *A.* [6], XVIII, 571; 1889.

Calculé d'après la chaleur dégagée par la dissolution du sel cristallisé dans HCl étendu.

AZOTATE.


$Az^2O^6Sr = 211,5.$

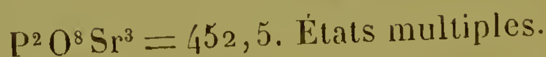
$Az^2 + O^6 + Sr = Az^2O^6Sr$ sol. .... $+219^{Cal},9$ diss. $+214^{Cal},8$

Neutralisation : $2AzO^3H$ diss. + SrO diss.
= Az^2O^6Sr diss. + H^2O . + 27,8 (B.)

Dissolution : Az^2O^6Sr + eau .... — 5,1
B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Hydrate : $Az^2O^6Sr.4H^2O$ + eau......... — 12,3 (Th.)

PHOSPHATE.


$P^2O^8Sr^3 = 452,5.$ États multiples.

$P^2 + O^8 + Sr^3 = (PO^4)^2Sr^3$ précipité .. $+94^{Cal},32$ à $+94^{Cal},70$ suiv. les états.
B., *A.* [6], XI, 358; 1887 et *A.* [5], XVII, 135; 1879.

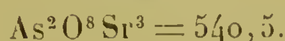
Neutralisation : $2PH^3O^4$ étendu + SrO dissoute............ + 13,0
» + 2SrO diss.................................. + 50,6
» + 3SrO diss.................................. + 60,6
par double déc.................................. + 65,4
» excès SrO diss.................................. + 1,4 env.

Sel double : $2PO^4Na^3$ diss. + $2SrCl^2$ diss. + $18H^2O$ liq.
= $P^2O^8Sr^2Na^2.18H^2O$ crist.
+ 4NaCl diss.................... +100,8
Joly, *C. R.*, CIV, 905; 1887.

D'où

Neutralisation : $2PH^3O^4$ étendu + 2SrO diss. + Na^2O diss... +100,4

ARSÉNIATE.



$As^2O^8Sr^3 = 540,5.$

	Cal
$As^2 + O^8 + Sr^3 = As^2O^8Sr^3$ précipité	+761,0
Neutralisation : $2\,AsH^3O^4$ dissous + SrO dissoute	+ 28,3
» + 2 SrO dissoute	+ 53,0
» + 3 SrO dissoute	+ 60,8
» + 4 SrO dissoute	+ 61,8

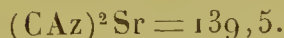
BLAREZ, *C. R.*, CIII, 639; 1886.

Sel double :

$2\,AsO^4Na^3$ dissous + $2\,SrCl^2$ dissous + $18\,H^2O$
$= As^2O^8Sr^2Na^2.18\,H^2O + 4\,NaCl$ dissous .... +100,4

JOLY, *C. R.*, CIV, 1703; 1887.

CYANURE.



$(CAz)^2Sr = 139,5.$

	Cal
$Sr + C^2 + Az^2$ + eau = $(CAz)Sr^2$ dissous	+ 47,0
$Sr + Cy^2$ + eau = $SrCy^2$ dissous	+120,9
Neutralisation : $2\,HCy$ diss. + SrO diss. = $SrCy^2$ diss. + H^2O	+ 6,3
Hydrate. Dissolution : $SrCy^2.4\,H^2O$ + eau	— 4,15

Jo., *A.* [5], XXVI, 495; 1882.

CARBONATE.



$CO^3Sr = 147,5.$ États multiples.

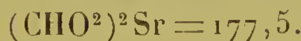
	Cal		Cal
$C + O^3 + Sr = CO^3Sr$ amorphe	+278,1	crist.	+279,2
CO^2 diss. + SrO diss. = CO^3Sr amorphe	+ 19,0	crist.	+ 20,9

B., *A.* [5], IV, 175; 1875.

Réaction mesurée :

$SrCl^2$ diss. + CO^3Na^2 diss.
$= CO^3Sr + 2\,NaCl$ diss. .... —0,8 d'abord, puis ...... +1,1

FORMIATE.

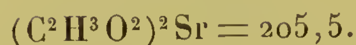


$(CHO^2)^2Sr = 177,5.$

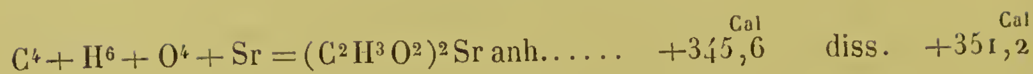
	Cal		Cal
$C^2 + H^2 + O^4 + Sr = (CH^2O^2)^2Sr$ sol.	+318,2	dissous.	+318,8
Neutralisation : $2\,CH^2O^2$ dis. + SrO diss.	+ 26,2		
Dissolution : $(CHO^2)^2Sr$ + eau	+ 0,6		
Hydrate : $(CHO^2)^2Sr.2\,H^2O$ + eau	— 5,5		

B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

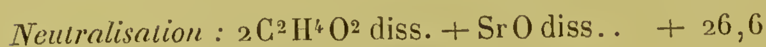
ACÉTATE.



$(C^2H^3O^2)^2Sr = 205,5.$



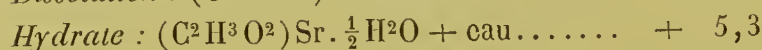
$C^4 + H^6 + O^4 + Sr = (C^2H^3O^2)^2Sr$ anh...... $+345^{Cal},6$ diss. $+351^{Cal},2$



Neutralisation : $2C^2H^4O^2$ diss. $+ SrO$ diss.. $+ 26,6$



Dissolution : $(C^2H^3O^2)Sr +$ eau........... $+ 5,6$



Hydrate : $(C^2H^3O^2)Sr.\frac{1}{2}H^2O +$ eau....... $+ 5,3$

B., *A.* [5], IV, 94; 1875.

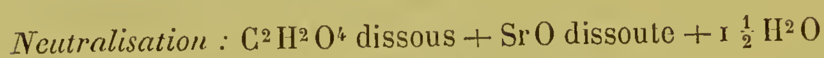
OXALATE.



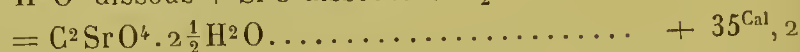
$C^2SrO^4 = 175,5.$



$C^2 + Sr + O^4 = C^2SrO^4$ hydraté.............................. $+319^{Cal},9$



Neutralisation : $C^2H^2O^4$ dissous $+ SrO$ dissoute $+ 1\frac{1}{2}H^2O$



$= C^2SrO^4.2\frac{1}{2}H^2O$......................... $+ 35^{Cal},2$

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

Calculé d'après une double décomposition.



CHAPITRE III.

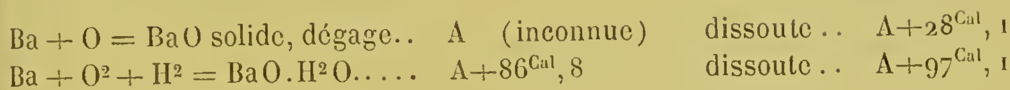
BARYUM.

Poids atomique, Ba = 137,1. Métal bivalent.
Poids équivalent : 68,5.
Poids moléculaire : 274,2.
Le métal pur n'a pas encore été isolé.

Oxydes.

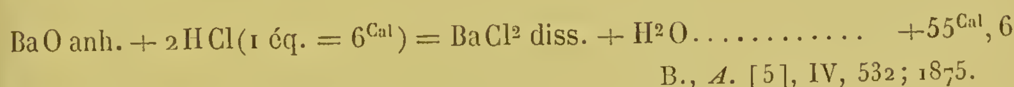
PROTOXYDE.

Anhydride : BaO = 153,1.



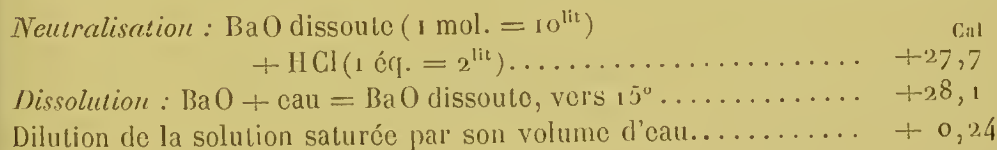
Ba + O = BaO solide, dégage..	A (inconnue)	dissoute..	A+28^{Cal},1
Ba + O^2 + H^2 = BaO.H^2O.....	A+86^{Cal},8	dissoute..	A+97^{Cal},1

Réactions mesurées :



BaO anh. + 2HCl(1 éq. = 6^{Cal}) = BaCl^2 diss. + H^2O............ +55^{Cal},6
B., *A.* [5], IV, 532; 1875.

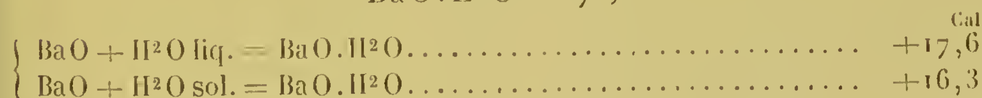
Les expériences similaires de Thomsen sur la baryte anhydre ont été faites avec des produits très impurs, renfermant des doses énormes de carbonate (*Th. U.*, III, 260); tandis que les expériences ci-dessus ont été exécutées avec de la baryte qui en était exempte.



	Cal
Neutralisation : BaO dissoute (1 mol. = 10^{lit}) + HCl(1 éq. = 2^{lit})........................	+27,7
Dissolution : BaO + eau = BaO dissoute, vers 15°..............	+28,1
Dilution de la solution saturée par son volume d'eau...........	+ 0,24

HYDRATES.

BaO.H^2O = 171,1.



	Cal
BaO + H^2O liq. = BaO.H^2O..................................	+17,6
BaO + H^2O sol. = BaO.H^2O.................................	+16,3

Autre hydrate :

	Cal
$BaO.H^2O + 8H^2O$ liq. $= BaO.9H^2O$ crist.	$+24,3$
$BaO.H^2O + 8H^2O$ sol. $= BaO.9H^2O$ crist.	$+13,9$

Réactions mesurées :

$BaO.H^2O + 2HCl$ (1 éq. $= 6^{lit}$)	$+38,0$
$BaO.9H^2O$ crist. $+ 2HCl$ (1 éq. $= 6^{lit}$)	$+13,6$
Dissolution : $BaO.H^2O +$ eau	$+10,3$
» $BaO.9H^2O +$ eau	$+14,1$

BIOXYDE.


$BaO^2 = 169,1.$

		Cal
	$BaO + O = BaO^2$ anhydre	$+12,1$
Hydrate :	$BaO^2 + H^2O$ liq. $= BaO^2.H^2O$ crist.	$+2,8$
	$BaO^2 + H^2O$ sol. $= BaO^2.H^2O$	$+1,5$
	$BaO^2 + 10H^2O$ liq. $= BaO^2.10H^2O$ crist.	$+18,2$
	$BaO^2 + 10H^2O$ sol. $= BaO^2.10H^2O$	$+5,3$

Combinaison avec H^2O^2 :

$BaO^2 + H^2O^2$ liq. $= BaO^2.H^2O^2$ crist. .... $+10^{Cal},2$

Réactions mesurées :

	Cal
I. Dissolution de BaO^2 dans $2HCl$ étendu	$+22,0$
» $BaO^2.10H^2O$ dans $2HCl$ étendu	$+3,8$
» $BaO^2.H^2O$ dans $2HCl$ étendu	$+19,1$
» $BaO^2.H^2O^2$ dans $2HCl$ étendu	$+11,8$

B., *A.* [5], XXI, 153; 1880.

II. Chaleur de formation de H^2O^2 (p. 46).

CHLORURE.


$BaCl^2 = 208,1.$

$Ba + Cl^2 = BaCl^2$ solide .... $A + 63^{Cal},7$ dissous. $A + 64^{Cal},9$

Neutralisation : BaO diss. $+ 2HCl$ diss.

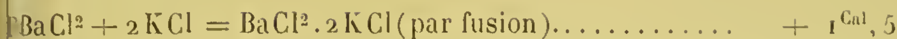

$= BaCl^2$ diss. $+ H^2O$ .. $+27,7$

Dissolution : $BaCl^2 +$ eau, à $t°$ .... $+1,92 + 0^{Cal},069\,(t - 15)$

B. et IL. *A.* [5], XXIX, 303; 1883.

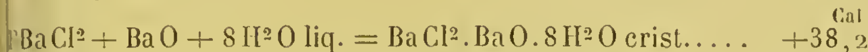
Hydrate : $BaCl^2.2H^2O +$ eau .... $-5,2$ (B.)

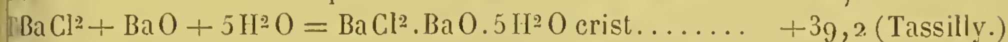
Sel double :


$BaCl^2 + 2KCl = BaCl^2.2KCl$ (par fusion)............. $+ 1^{Cal},5$

B. et Ilosvay, *A.* [5], XXIX, 317; 1883.

Oxychlorures :


$BaCl^2 + BaO + 8H^2O$ liq. $= BaCl^2.BaO.8H^2O$ crist..... $+38^{Cal},2$


$BaCl^2 + BaO + 5H^2O = BaCl^2.BaO.5H^2O$ crist......... $+39,2$ (Tassilly.)

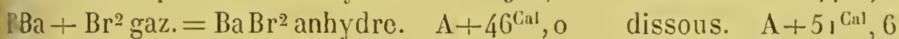

$BaCl^2 + BaO + 3H^2O$ liq. $= BaCl^2.BaO.3H^2O$ crist. ... $+27,0$ (André.)

Valeurs calculées d'après l'action de 2HCl étendu.

BROMURE.


$BaBr^2 = 297,1.$


$Ba + Br^2$ liq. $= BaBr^2$ anhydre. $A + 39^{Cal},0$ dissous. $A + 44^{Cal},2$


$Ba + Br^2$ gaz. $= BaBr^2$ anhydre. $A + 46^{Cal},0$ dissous. $A + 51^{Cal},6$

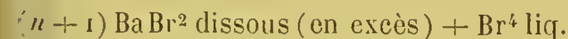
Neutralisation. — On admet que les trois hydracides étendus dégagent la même quantité de chaleur en s'unissant avec la baryte étendue.


Dissolution : $BaBr^2$ + eau............................ $+ 5^{Cal},0$ (Th.)

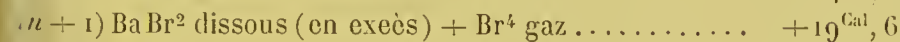

Hydrate : $BaBr^2.2H^2O$ + eau .... $- 4^{Cal},1$ (Th.)

Perbromure.


$BaBr^6 = 617,1.$


$(n+1)BaBr^2$ dissous (en excès) $+ Br^4$ liq.


$= BaBr^6$ dissous $+ nBaBr^2$......................... $+ 4^{Cal},8$


$(n+1)BaBr^2$ dissous (en excès) $+ Br^4$ gaz .... $+19^{Cal},6$

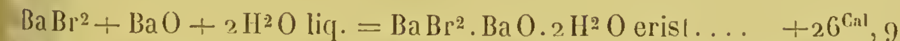
B.

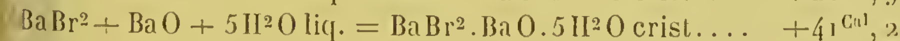
Bromure double :


$BaCl^2 + BaBr^2 = BaCl^2.BaBr^2$ (préparé par fusion)..... $+ 4^{Cal},0$

B. et Il. *A.* [5], XXIX, 315; 1883.

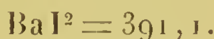
Oxybromure :


$BaBr^2 + BaO + 2H^2O$ liq. $= BaBr^2.BaO.2H^2O$ crist.... $+26^{Cal},9$


$BaBr^2 + BaO + 5H^2O$ liq. $= BaBr^2.BaO.5H^2O$ crist.... $+41^{Cal},2$

Tassilly, *C. R.*, CXX, 812; 1895.

IODURE.


$BaI^2 = 391,1.$


$Ba + I^2 = BaI^2$ anhydre ... $A + 2^{Cal},7$ dissous. $A + 13^{Cal},0$


$Ba + I^2$ gaz. $= BaI^2$ anhydre ... $A + 16,3$ dissous. $A + 26,6$

Dissolution : BaI^2 + eau .... + $10^{Cal},3$
Hydrate : $BaI^2.7H^2O$ + eau .... — 6,85 (Th.)

TASSILLY, *C. R.*, CXX, 733; 1895.

FLUORURE.

$BaF^2 = 175,1.$

Ba + F^2 = BaF^2 précipité.. A + $95^{Cal},3$ dissous.. A + $92^{Cal},0$

Neutralisation : 2HF dis. + BaO très étendue
= BaF^2 dis. + H^2O .... + 32,3 (Petterssen.)

Dissolution : BaF^2 + eau .... + 1,9 (?)

SULFURE.

$BaS = 169,1.$

Ba + S = BaS solide ..... A — $30^{Cal},9$ dissous.. A — $23^{Cal},6$

SAB., *A.* [5], XXII, 9; 1881.

Réaction mesurée :

BaS + 2HCl étendu = $BaCl^2$ diss. + H^2S diss..... + 27,2
Neutralisation : H^2S dissous + BaO dissoute
= BaS dissous + H^2O .... + 7,8

B., *A.* [5], IV, 187; 1875.

$2H^2S$ + BaO dissoute = $BaS.H^2S$ dissous + H^2O.... + 15,7

Th. U., I, 264.

Le sulfure neutre est décomposé par la dissolution en sulfhydrate et baryte libre, précisément comme les sulfures alcalins (p. 62).

SÉLÉNIURE.

$BaSe = 216,1.$

Ba + Se mét. = BaSe sol .... A — $63^{Cal},5$

FABRE, *A.* [6], X, 518; 1887.

Réaction mesurée :

BaSe + 2HCl diss. = $BaCl^2$ diss. + H^2Se diss....... + 33,9

AZOTURE.

$Az^6Ba = 221,1.$

Az^6 + Ba = Az^6Ba crist .. A — $123^{Cal},5$ dissous.. A — $131^{Cal},3$

Voir la chaleur de formation de Az^3H, p. 72.

eutralisation : 2 Az^3H diss. + BaO dissoute = Az^6Ba diss.... $+20^{Cal},0$

issolution : Az^6Ba + eau.................................. $-\ 7,8$

B. ET MAT., *A.* [7], II, 144; 1894.

HYPOCHLORITE.



$Cl^2O^2Ba = 240,1.$

$l^2 + O^2 + Ba$ + eau = Cl^2O^2Ba diss.

l^2O^2Ba diss. = $BaCl^2$ diss. + O.

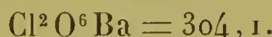
eutralisation : 2ClOH dissous + BaO dissoute............. $+19^{Cal},4$

Réaction mesurée :

Cl^2 gaz + 2 BaO dissoute.............................. $+50,1$

B., *A.* [5], V, 338; 1875.

CHLORATE.



$Cl^2O^6Ba = 304,1.$

$l^2 + O^6 + Ba = Cl^2O^6Ba$ sol....	$A+37^{Cal},8$	dissous.....	$A+31^{Cal},1$
$l^2O^6Ba = BaCl^2 + O^6$ (sels sol.).	$+25,9$	sels dissous.	$+33,8$

Veutralisation : 2 ClO^3H diss. + BaO diss.

= Cl^2O^6Ba diss. + H^2O.................. $+28,0$ (Th.)

Dissolution : Cl^2O^6Ba + eau............................ $-\ 6,7$ (B.)

lydrate : $Cl^2O^6Ba.H^2O$ + eau......................... $-11,5$ (B.)

PERCHLORATE.



$Cl^2O^8Ba = 336,1.$

$l^2 + O^8 + Ba = Cl^2O^8Ba$ sol....	$A+68^{Cal},0$	dissous.....	$A+66^{Cal},2$
$l^2O^8Ba = BaCl^2 + O^8$ (sels sol.).	$-\ 4,3$	sels dissous.	$-\ 1,3$

Veutralisation : 2 ClO^4H diss. + BaO diss.

= Cl^2O^8Ba diss. + H^2O................. $+28,9$

B., *A.* [5], XXVII, 218; 1882.

Dissolution : Cl^2O^8Ba + eau.......................... $-\ 1,8$

Hydrate : $Cl^2O^2.3H^2O$ + eau......................... $-\ 9,4$

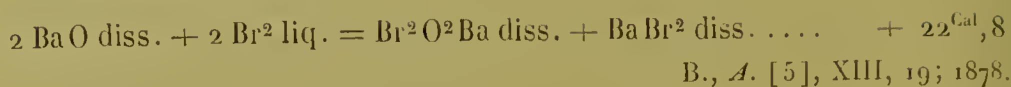
HYPOBROMITE.



$Br^2O^2Ba = 329,1.$

$Ba + O^2 + Br^2$ liq. = Br^2O^2Ba dissous..................... $A+35^{Cal}$

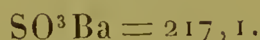
Réaction mesurée :



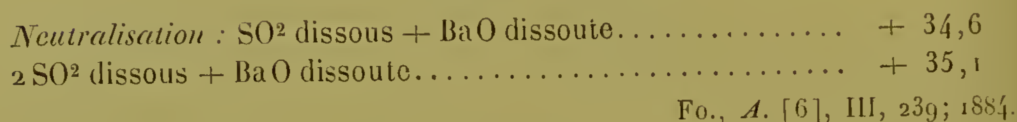
$2\,BaO$ diss. $+ 2\,Br^2$ liq. $= Br^2O^2Ba$ diss. $+ BaBr^2$ diss. .... $+ 22^{Cal},8$

B., *A.* [5], XIII, 19; 1878.

SULFITE.



$SO^3Ba = 217,1.$



Neutralisation : SO^2 dissous $+ BaO$ dissoute............... $+ 34,6$

$2\,SO^2$ dissous $+ BaO$ dissoute.............................. $+ 35,1$

Fo., *A.* [6], III, 239; 1884.

SULFATE.



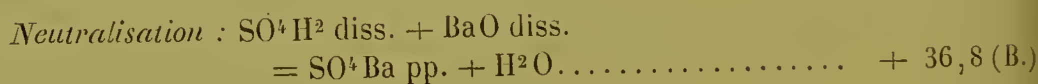
$SO^4Ba = 233,1.$



$S + O^3 + Ba = SO^3Ba.$



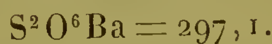
$S + O^4 + Ba = SO^4Ba$................................. $A + 206$



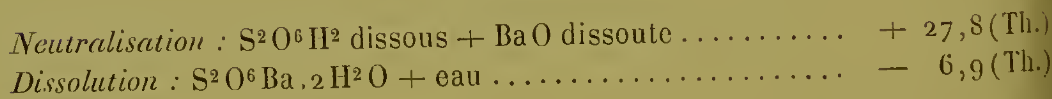
Neutralisation : SO^4H^2 diss. $+ BaO$ diss.

$= SO^4Ba$ pp. $+ H^2O$.................... $+ 36,8$ (B.)

HYPOSULFATE.



$S^2O^6Ba = 297,1.$



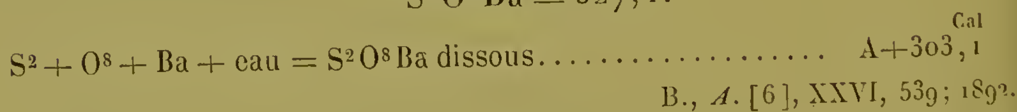
Neutralisation : $S^2O^6H^2$ dissous $+ BaO$ dissoute........... $+ 27,8$ (Th.)

Dissolution : $S^2O^6Ba.2H^2O$ + eau........................ $- 6,9$ (Th.)

PERSULFATE.

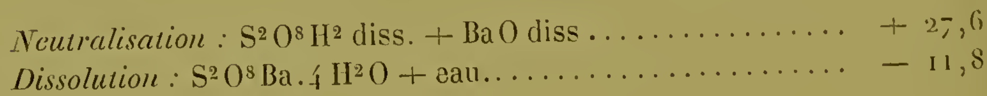


$S^2O^8Ba = 327,1.$



$S^2 + O^8 + Ba$ + eau $= S^2O^8Ba$ dissous.................... $A + 303^{Cal},1$

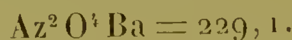
B., *A.* [6], XXVI, 539; 1892.



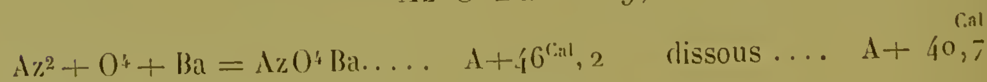
Neutralisation : $S^2O^8H^2$ diss. $+ BaO$ diss.................. $+ 27,6$

Dissolution : $S^2O^8Ba.4\,H^2O$ + eau........................ $- 11,8$

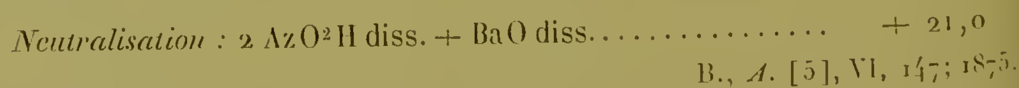
AZOTITE.



$Az^2O^4Ba = 229,1.$



$Az^2 + O^4 + Ba = AzO^4Ba$..... $A + 46^{Cal},2$ dissous .... $A + 40^{Cal},7$



Neutralisation : $2\,AzO^2H$ diss. $+ BaO$ diss................ $+ 21,0$

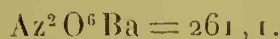
B., *A.* [5], VI, 147; 1875.

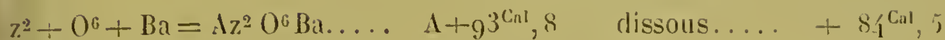


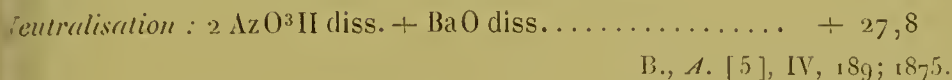
Dissolution : Az^2O^4Ba + eau.................................. $- 5,7$

Hydrate : $AzO^4Ba.H^2O$ + eau.............................. $- 8,6$ (B.)

AZOTATE.


$Az^2O^6Ba = 261,1.$


$z^2 + O^6 + Ba = Az^2O^6Ba$ ..... $A + 93^{Cal},8$ dissous ..... $+ 84^{Cal},5$


Neutralisation : $2\,AzO^3H$ diss. $+$ BaO diss. .... $+ 27,8$

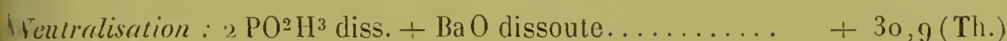
B., *A.* [5], IV, 189; 1875.


Dissolution : Az^2O^6Ba + eau .... $- 9,3$ (B.)

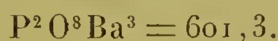
HYPOPHOSPHITE.


$P^2O^4H^4Ba = 267,1.$


$^2 + O^4 + H^4 + Ba$ + eau $= P^2O^4H^4Ba$ dissous .... $A + 277^{Cal},8$


Neutralisation : $2\,PO^2H^3$ diss. $+$ BaO dissoute .... $+ 30,9$ (Th.)

PHOSPHATES.


$P^2O^8Ba^3 = 601,3.$

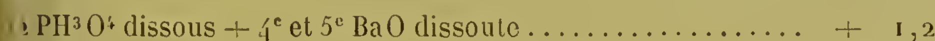
Phosphate tribasique :


$^2 + O^8 + Ba^3 = P^2O^8Ba^3$ colloïdal. $3A + 551^{Cal},5$ crist. $3A + 568^{Cal},9$


$2\,PH^3O^4$ dissous $+ 3\,BaO$ dissoute $= P^2O^8Ba^3$ amorphe... $+ 60,8$


» $P^2O^8Ba^3$ cristallisé .... $+ 78,2$

B., *A.* [6], XI, 356; 1887.


$2\,PH^3O^4$ dissous $+$ 4ᵉ et 5ᵉ BaO dissoute .... $+ 1,2$

Phosphate bibasique :


$P^2 + O^8 + Ba^2 + H^2 = PO^8Ba^2H^2$ précipité .... $2A + 582,4$


$2\,PH^3O^4$ dissous $+ 2\,BaO$ dissoute .... $+ 50,8$

B.

Phosphate monobasique :


$P^2 + O^8 + Ba + 2H^2$ = sel (tel que le fournit la réaction suiv.). $A + 602,5$

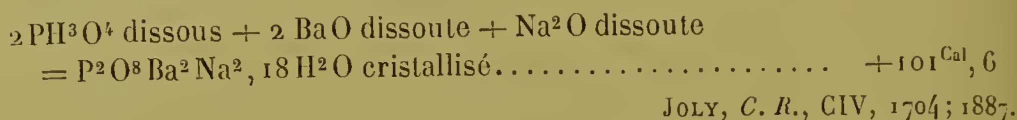

$2\,PH^3O^4$ dissous $+ BaO$ dissoute .... $+ 30,0$

B., *A.* [5], XVII, 135; 1879.

Phosphate double. — Lorsqu'on précipite le phosphate de soude trisodique par le chlorure de baryum :


$2\,PO^4Na^3$ dissous $+ 3\,BaCl^2$ dissous,

il se produit d'abord un phosphate colloïdal, dont l'existence est transitoire, et qui se change aussitôt en un phosphate double $(PO^4)^2Ba^2Na^2$, répondant à la réaction suivante :

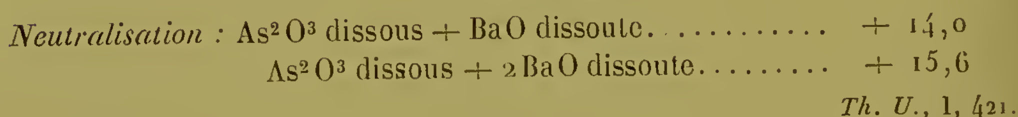


$2PH^3O^4$ dissous + 2 BaO dissoute + Na^2O dissoute
= $P^2O^8Ba^2Na^2, 18H^2O$ cristallisé .... +101^{Cal},6

JOLY, *C. R.*, CIV, 1704 ; 1887.

Sur les états multiples des phosphates alcalinoterreux, *voir* B., *A.* [6], XI, 359 ; 1887.

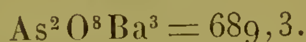
ARSÉNITES.



Neutralisation : As^2O^3 dissous + BaO dissoute .... + 14,0
As^2O^3 dissous + 2BaO dissoute .... + 15,6

Th. U., I, 421.

ARSÉNIATE.

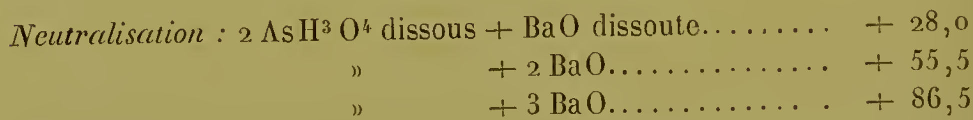


$As^2O^8Ba^3 = 689,3$.



Cal

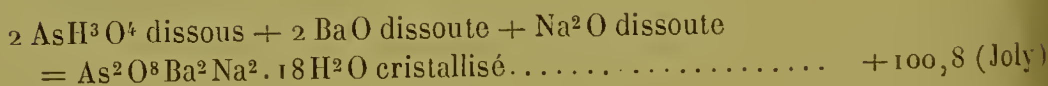
$As^2 + O^8 + Ba^3 = As^2O^8Ba^3$ précip .... A+495,8



Neutralisation : 2 AsH^3O^4 dissous + BaO dissoute .... + 28,0
» + 2 BaO .... + 55,5
» + 3 BaO .... + 86,5

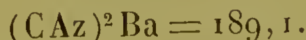
BLAREZ, *C. R.*, CIII, 746 ; 1886.

Sel double :

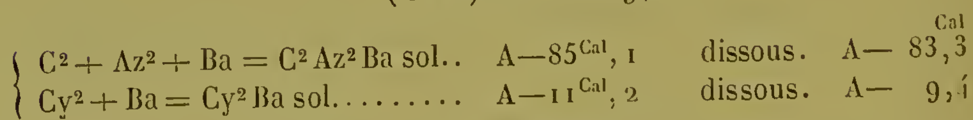


2 AsH^3O^4 dissous + 2 BaO dissoute + Na^2O dissoute
= $As^2O^8Ba^2Na^2 . 18H^2O$ cristallisé .... +100,8 (Joly)

CYANURE.

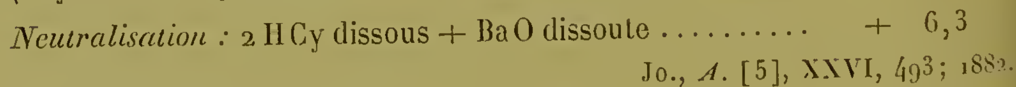


$(CAz)^2Ba = 189,1$.



Cal

{ $C^2 + Az^2 + Ba = C^2Az^2Ba$ sol.. A—85^{Cal},1 dissous. A— 83,3
{ $Cy^2 + Ba = Cy^2Ba$ sol......... A—11^{Cal},2 dissous. A— 9,4



Neutralisation : 2 HCy dissous + BaO dissoute .... + 6,3

Jo., *A.* [5], XXVI, 493 ; 1882.



Dissolution : $BaCy^2$ + eau .... + 1,8

Hydrates :



{ $BaCy^2 . H^2O$ + eau .... — 2,1
{ $BaCy^2 . 2H^2O$ + eau .... — 2,6

CARBONATE.



$CO^3Ba = 197,1$.

	Cal
$C + O^3 + Ba = CO^3Ba$ crist.	$A + 149,6$
$C + O^3 + Ba = CO^3Ba$ amorphe	$A + 149,1$
CO^2 dissous $+ BaO$ diss. (action directe) $= CO^3Ba$	$+ 22,2$

B., *A.* [5], IV, 175; 1875.

Par double décomposition, une première réaction produit d'abord un composé amorphe $+21^{Cal},7$;

Puis ce corps cristallise : $+22,2$.

FORMIATE.



$C^2H^2O^4Ba = 227,1$.

$C^2 + H^2 + O^4 + Ba = C^2H^2Ba$ crist... $A + 191^{Cal},6$ diss.. $A + 189^{Cal},2$

Neutralisation : $2\,CH^2O^2$ dissous $+ BaO$ dissoute .... $+ 26,9$

B., *A.* [5], VI, 326; 1875.

Dissolution : $(CHO^2)^2Ba$ + eau, à 7°5 .... $- 2,4$ (B.)

ACÉTATE.



$C^4H^6O^4Ba = 255,1$.

$C^4 + H^6 + O^4 + Ba = C^4H^6O^4Ba$ crist.. $A + 215^{Cal},9$ diss. $A + 221^{Cal},1$

Neutralisation : $2\,C^2H^4O^2$ dissous $+ BaO$ dissoute .... $+ 26,8$

B., *A.* [5], VI, 327; 1875.

Dissolution : $(C^2H^3O^2)^2Ba$ + eau .... $+ 5,2$ (B.)

Hydrate : $(C^2H^3O^2)^2Ba.3\,H^2O$ + eau .... $- 0,8$ (B.)

OXALATE.



$C^2BaO^4 = 225,1$.

$C^2 + Ba + O^4 = C^2BaO^4$ précipité .... $A + 187^{Cal},8$

Neutralisation : $C^2H^2O^4$ dissous $+ BaO$ dissoute
$= C^2BaO^4.H^2O$ précipité .... $+ 33^{Cal},4$

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

D'après la précipitation de l'oxalate d'ammoniaque dissous par $BaCl^2$ dissous.

QUATRIÈME DIVISION.

MÉTAUX DE LA SÉRIE MAGNÉSIENNE.

CHAPITRE I.

MAGNÉSIUM.

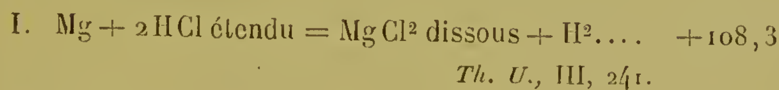
Poids atomique : Mg = 24. — Métal bivalent.
Poids équivalent : 12.
Poids moléculaire : 48.
Chaleur spécifique moléculaire : 12,0 (R.).

Oxyde.

$MgO = 40$.

	Cal
Mg + O = MgO anhydre	+143,4
Ce nombre est le même pour la magnésie chauffée à 440°, ou au rouge vif.	
Mg + O + eau = MgO hydratée	+148,8
$Mg + O^2 + H^2 = MgO.H^2O$	+217,8
$MgO + H^2O = MgO.H^2O$	+ 5,4

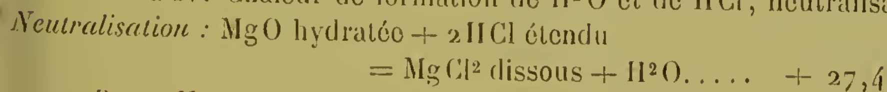
Réactions mesurées :


I. Mg + 2HCl étendu = $MgCl^2$ dissous + H^2.... +108,3

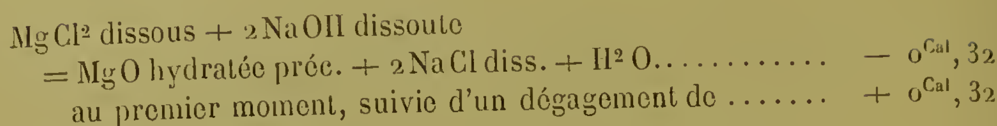
Th. U., III, 241.

Le magnésium a été pesé.

II à IV. Chaleur de formation de H^2O et de HCl; neutralisation.


Neutralisation : MgO hydratée + 2HCl étendu
= $MgCl^2$ dissous + H^2O..... + 27,4

Ce nombre a été conclu de l'expérience suivante :


$MgCl^2$ dissous + $2NaOH$ dissoute
= MgO hydratée préc. + $2NaCl$ diss. + H^2O............ $-0^{Cal},32$
au premier moment, suivie d'un dégagement de .... $+0^{Cal},32$

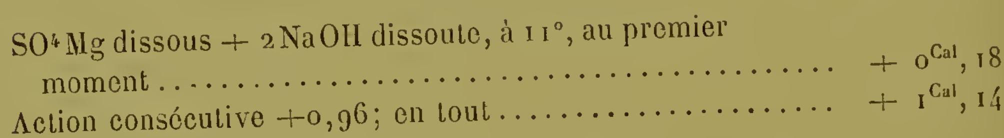
la somme totale étant nulle.

B., *A*. [6], XI, 312 ; 1887.

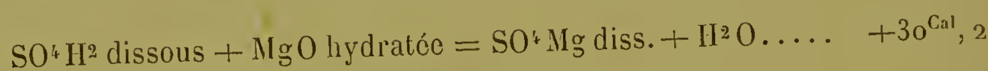
Différence entre la magnésie précipitée (hydrate) et la magnésie calcinée (anhydre).

Magnésie précipitée :

B., même Mémoire.

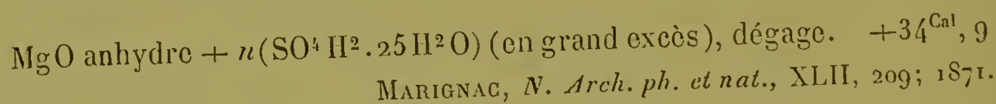

SO^4Mg dissous + $2NaOH$ dissoute, à 11°, au premier moment.................................... $+0^{Cal},18$
Action consécutive +0,96; en tout....................... $+1^{Cal},14$

Quand on verse la solution alcaline dans celle du sulfate de magnésie, il se précipite d'abord un sel basique, qui se transforme peu à peu. D'après le nombre final, on aurait :


SO^4H^2 dissous + MgO hydratée = SO^4Mg diss. + H^2O..... $+30^{Cal},2$

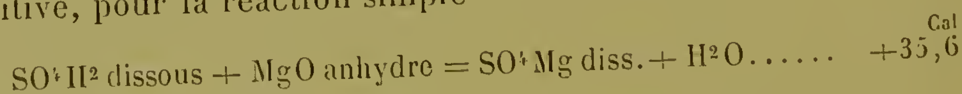
Le résultat initial fournirait $+31^{Cal},3$, c'est-à-dire le nombre calculé par M. Thomsen d'après la précipitation immédiate par la baryte; mais cette valeur est trop forte, parce qu'elle ne tient pas compte de la production du sel basique.

Magnésie anhydre :


MgO anhydre + $n(SO^4H^2.25H^2O)$ (en grand excès), dégage. $+34^{Cal},9$

MARIGNAC, *N. Arch. ph. et nat.*, XLII, 209; 1871.

Ce nombre doit être diminué de 0,6, à cause de la concentration de l'acide; et accru de 1,2 environ, à cause de l'influence de l'excès d'acide sulfurique sur le sulfate neutre; ce qui donnerait, en définitive, pour la réaction simple


SO^4H^2 dissous + MgO anhydre = SO^4Mg diss. + H^2O...... $+35^{Cal},6$

Or, d'après ce qui précède,

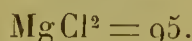

SO^4H^2 étendu + MgO hydratée.... .... $+30,2$

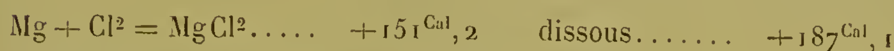
On aurait dès lors pour la chaleur d'hydratation de la magnésie,


$MgO + H^2O = MgO.H^2O$ .... + $5^{Cal},4$

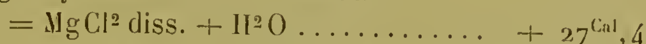
Mais ces évaluations réclament de nouvelles expériences.

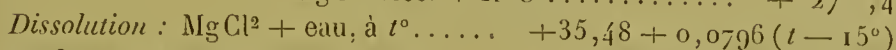
CHLORURE.

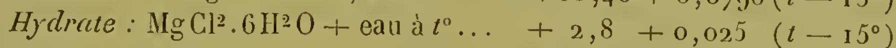

$MgCl^2 = 95$.


$Mg + Cl^2 = MgCl^2$..... $+151^{Cal},2$ dissous....... $+187^{Cal},1$

Neutralisation : MgO hydratée + 2HCl étendu

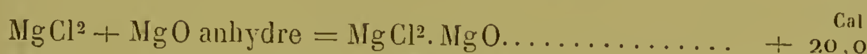

$= MgCl^2$ diss. $+ H^2O$ .... $+ 27^{Cal},4$

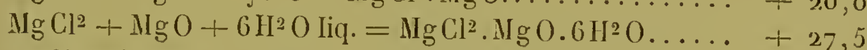

Dissolution : $MgCl^2$ + eau, à $t°$...... $+35,48 + 0,0796\,(t - 15°)$


Hydrate : $MgCl^2.6H^2O$ + eau à $t°$... $+ 2,8 \quad + 0,025 \quad (t - 15°)$

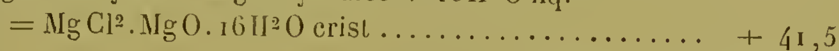
B. et IL., *A.* [5], XXIX, 309; 1883.

Oxychlorures :


$MgCl^2 + MgO$ anhydre $= MgCl^2.MgO$................ $\overset{Cal}{+ 20,0}$


$MgCl^2 + MgO + 6H^2O$ liq. $= MgCl^2.MgO.6H^2O$...... $+ 27,5$


$MgCl^2$ anhydre + MgO hydratée + $16H^2O$ liq.


$= MgCl^2.MgO.16H^2O$ crist .... $+ 41,5$

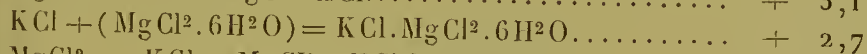
ANDRÉ, *A.* [6], III, 80; 1884.

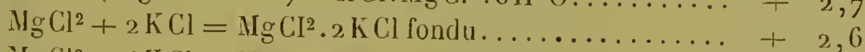
Réactions mesurées : Action de HCl étendu sur les composés précédents.

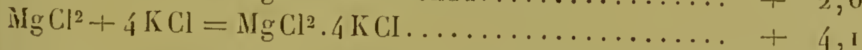
Sels doubles :

B. et IL., *A.* [5], XXIX, 319; 1883.


$MgCl^2 + KCl = MgCl^2.KCl$......................... $\overset{Cal}{+ 3,1}$

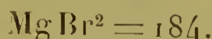

$KCl + (MgCl^2.6H^2O) = KCl.MgCl^2.6H^2O$........... $+ 2,7$


$MgCl^2 + 2KCl = MgCl^2.2KCl$ fondu................. $+ 2,6$

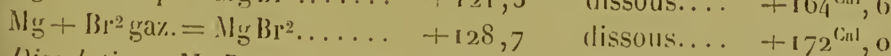

$MgCl^2 + 4KCl = MgCl^2.4KCl$...................... $+ 4,1$

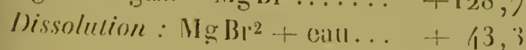
Réactions mesurées : Chaleur de dissolution de chaque sel double, comparée à la somme de celles de ses composants.

BROMURE.


$MgBr^2 = 184$.


$Mg + Br^2$ liq. $= MgBr^2$....... $\overset{Cal}{+121,3}$ dissous.... $+164^{Cal},6$


$Mg + Br^2$ gaz. $= MgBr^2$....... $+128,7$ dissous.... $+172^{Cal},0$


Dissolution : $MgBr^2$ + eau... $+ 43,3$

BEKETOFF.

La chaleur de neutralisation de MgO par les trois hydracides des éléments halogènes est identique. *Th. U.*, III, 283.

IODURE.

Iodure : $MgI^2 = 278$.

	Cal		Cal
$Mg + I^2 = MgI^2$ anhydre.........	+84,0	hydraté.........	+133,8
$Mg + I^2 = MgI^2$ gazeux........	+97,6	hydraté.........	+147,4
Dissolution : MgI^2 + eau........	+49,8		BEK.

FLUORURE.

$MgF^2 = 62$.

	Cal
$Mg + F^2 = MgF^2$ précipité..............................	+210,7
Réaction mesurée : 2KF dissous + SO^4Mg diss. = MgF^2 précip. + SO^4K^2 diss...........	— 1,7
d'où	
Neutralisation : 2HF dissous + MgO précipitée = MgF^2 précip. + H^2O....................	+ 30,3

GU., *A.* [6], III, 39; 1884.

SULFURE.

$MgS = 56$.

	Cal
$Mg + S = MgS$..	+ 79,4
$MgS^2 + 2HCl$ étendu..................................	+ 38,0
d'où	
$MgS^2 + H^2O$ + eau = MgO hydratée + H^2S diss..............	+ 10,4

SAB., *A.* [5], XXII, 86; 1881.

SULFHYDRATE.

$MgS.H^2S = 90$.

$Mg + S^2 + H^2$ + eau = $MgS.H^2S$ dissous.....................	$+105^{Cal},0$
SO^4Mg dissous + 2NaHS diss., mélange opéré sans précipitation.	$+ 0^{Cal},4$
d'où	
MgO hydratée + $2H^2S$ diss. = $MgS.2H^2S$ dissous + H^2O.......	$+ 15^{Cal},7$

Th. U., III, 243.

SULFITE.

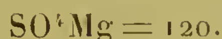
$SO^3Mg = 104$.

	Cal
$S + O^3 + Mg = SO^3Mg$......................................	+282,0
Hydrates : $SO^3Mg + 3H^2O$ sol. = $SO^3Mg.3H^2O$...............	+ 11,3
$SO^3Mg + 6H^2O$ sol. = $SO^3Mg.6H^2O$..........................	+ 15,5

Réaction mesurée : Dissolution de ces trois sels dans
HCl étendu. Le premier dégage .... $+16^{Cal},9$

HARTOG, *C. R.*, CIV, 1794; 1887.

SULFATE.



$SO^4Mg = 120.$

			Cal
$S + O^4 + Mg = SO^4Mg$	$+300^{Cal},9$	dissous....	$+321,1$

Neutralisation : SO^4H^2 étendu $+$ MgO hydratée......... $+ 30,2$ (B.)
$2SO^4H^2$ étendu $+$ MgO hydratée........................ $+ 29,0$

Dissolution : SO^4Mg + eau, à $t°$: $+ 20,0 + 0,074(t - 15)$.

B. et IL., *A.* [5], XXIX, 305; 1883.

Hydrate : $SO^4Mg.H^2O$ + eau........................ $+ 13,2$ (Th.)
$SO^4Mg.7H^2O$ + eau................................ $- 3,8$ (Th.)

Sulfate acide :

SO^4Mg dissous $+$ SO^4H^2 diss.......................... $- 1,2$ (Th.)

Sels doubles. — Sel de potassium :

Cal

Dissolution : $SO^4K^2.SO^4Mg$ + eau, sel récemment fondu.. $+ 7,3$
» après trois semaines et pulvérisation. $+ 5,4$

B. et IL., *A.* [5], XXIX, 230; 1883.

d'où

$SO^4K^2 + SO^4Mg = SO^4K^2.SO^4Mg$, immédiatement..... $+ 9,7$
» après quelque temps............ $+ 8,8$
Hydrate : $SO^4K^2.SO^4Mg.6H^2O$ + eau .... $- 10,2$ (Gh.)

Sel de sodium :

$SO^4Na^2.SO^4Mg$ + eau, sel récemment fondu........... $+ 17,1$
» après trois semaines .... $+ 16,7$

d'où

$SO^4Na^2 + SO^4Mg = SO^4Na^2.SO^4Mg$ récent............ $+ 4,3$

Sel d'ammonium :

$SO^4Mg(SO^4H^2.2AzH^3)6H^2O$ + eau.................. $- 9,7$ (Gh.)

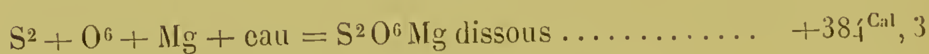
Si l'on dessèche les sulfates doubles hydratés, sans les fondre, l'eau mise en liberté par l'action de la chaleur les dissout en partie et, par suite, il s'opère une liquation, qui les dissocie plus ou moins complètement. Il en résulte que le corps desséché devient un mélange des sels simples avec le sel double, mélange variable suivant les circonstances de la dessiccation. Ceci étant reconnu, la mesure de la chaleur de dissolution d'un semblable mélange fournira des

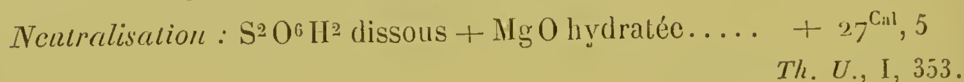
indications inexactes pour la chaleur de formation du sel double inaltéré. La plupart des expérimentateurs n'ont pas aperçu cette cause d'erreur.

Observons enfin que, dans les cas précédents, le mélange des dissolutions aqueuses des deux sels simples ne donne lieu qu'à des effets thermiques insignifiants.

HYPOSULFATE.


$S^2O^6Mg = 184.$


$S^2 + O^6 + Mg +$ eau $= S^2O^6Mg$ dissous . . . . $+384^{Cal},3$


Neutralisation : $S^2O^6H^2$ dissous $+ MgO$ hydratée . . . . . $+ 27^{Cal},5$

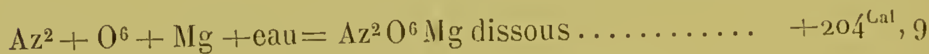
Th. U., I, 353.

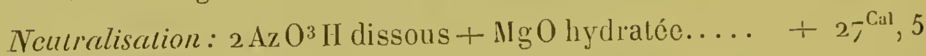
Calculé d'après la double décomposition entre le sulfate Mg et l'hyposulfate Ba.


Dissolution : $S^2O^6Mg.6H^2O +$ eau . . . . $- 3^{Cal},0$ (Th.)

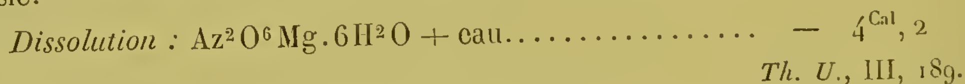
AZOTATE.


$Az^2O^6Mg = 148.$


$Az^2 + O^6 + Mg +$ eau $= Az^2O^6Mg$ dissous . . . . $+204^{Cal},9$


Neutralisation : $2AzO^3H$ dissous $+ MgO$ hydratée . . . . . $+ 27^{Cal},5$

Calculé d'après la précipitation de l'azotate de baryte par le sulfate de magnésie.


Dissolution : $Az^2O^6Mg.6H^2O +$ eau . . . . $- 4^{Cal},2$

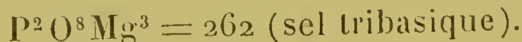
Th. U., III, 189.

Sur la dilution des dissolutions de ce sel, même Ouvrage, p. 100.

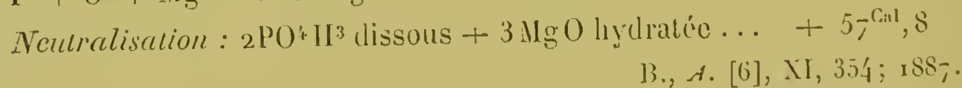

$Az^2O^6Mg.6H^2O +$ alcool . . . . $+ 0,94$

PICK., *J. B. für* 1888, 322.

PHOSPHATE.


$P^2O^8Mg^3 = 262$ (sel tribasique).


$P^2 + O^8 + Mg^3 = P^2O^8Mg^3$ colloïdal . . . . $+910^{Cal},6$


Neutralisation : $2PO^4H^3$ dissous $+ 3MgO$ hydratée . . . $+ 57^{Cal},8$

B., *A.* [6], XI, 354; 1887.

Valeur calculée d'après la précipitation de $2PO^3Na^3$ dissous : (A) par $3MgCl^2$ dissous et (B) par $3SO^4Mg$ dissous.

Cette précipitation donne lieu à deux dégagements successifs de chaleur : le premier répond à un précipité amorphe, avec le chiffre ci-dessus ; le second fournirait $+83^{Cal},0$ avec production d'un sel

cristallisé, non analysé : c'est, soit un phosphate trimagnésique, soit un phosphate double de soude et de magnésie (*voir* p. 254).

PHOSPHATE (acide).

$P^2O^8Mg^2H^2$ (bibasique).

$P^2 + O^8 + Mg^2 - H^2 = P^2O^8Mg^2H^2$ crist. .... $+827^{Cal},2$

$2PH^3O^4$ dissous $+ 2MgO$ hydratée
$= P^2O^8Mg^2H^2$ colloïdal $+ 2H^2O$... $+50,4$ cristallisé.... $+ 54^{Cal},2$

PHOSPHATE AMMONIACO-MAGNÉSIEN.

$P^2O^8Mg^2(AzH^4)^2$.

$P^2 + O^8 + Mg^2 + Az^2 + 4H^2 =$ sel cristallisé................ $+898^{Cal},8$

B., *A.* [6], XI, 364; 1887.

D'après six séries d'expériences de précipitation, exécutées dans des conditions différentes, on conclut :

$2PH^3O^4$ dissous $+ 2MgO$ hydratée $+ 2AzH^3$ diss. $= P^2O^8Mg^2(AzH^4)^2$
état colloïdal $+ 2H^2O$, environ .. $+58,6$ état cristallisé.. $+ 83,8$

ARSÉNIATE.

$As^2O^8Mg^3 = 350$.

$As^2 + O^8 + Mg^3 = As^2O^8Mg^3$ cristallisé .... $+712,6$ Cal

Neutralisation : $2AsH^3O^4$ diss. $+ MgO$ calcinée, sel diss........ $+ 29,7$
» $+ 2MgO$, sel dissous........... $+ 52,7$
» $+ 3MgO$, sel cristallisé......... $+ 56,7$

BLAREZ, *C. R.*, CIII, 1134; 1886.

Arséniate ammoniaco-magnésien :

$2AsH^3O^4$ diss. $+ 2Mg\,O$ hydratée. On ajoute $2AzH^3$ diss.; ce qui dégage en plus, en formant le sel cristallisé.... $+22,6$ Total..... $+ 75^{Cal},3$

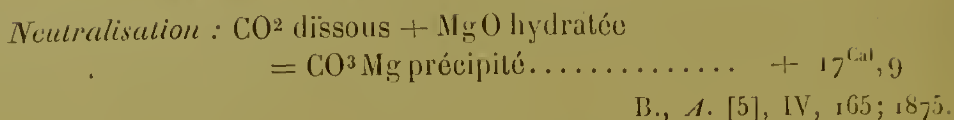
CARBONATE.

$CO^3Mg = 84$.

$C + O^3 + Mg = CO^3Mg$ précipité............................ $+266^{Cal},6$

Réaction mesurée :

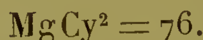
CO^3K^2 diss. $+ SO^4Mg$ diss. $= CO^3Mg$ préc. $+ SO^4K^2$ diss........ $+ 2^{Cal},1$

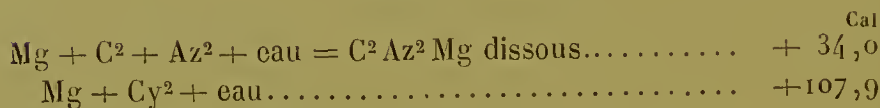

Neutralisation : CO^2 dissous + MgO hydratée
= CO^3Mg précipité .... $+ 17^{Cal},9$

B., *A.* [5], IV, 165; 1875.

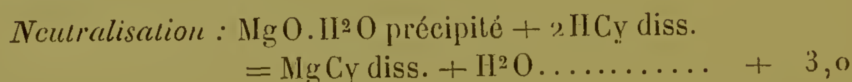
On n'a pas étudié le carbonate cristallisé.

CYANURE.


$MgCy^2 = 76$.



	Cal
$Mg + C^2 + Az^2 +$ eau $= C^2Az^2Mg$ dissous	+ 34,0
$Mg + Cy^2 +$ eau	+107,9


Neutralisation : $MgO.H^2O$ précipité + $2HCy$ diss.
= $MgCy$ diss. + H^2O .... + 3,0

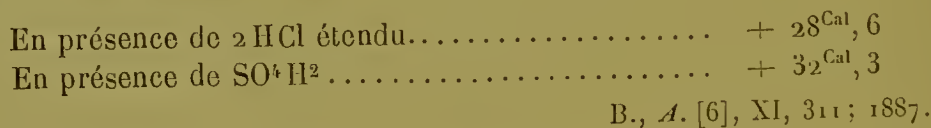
Calculé d'après la double décomposition suivante :


$BaCy^2$ dissous + SO^4Mg diss .... $+ 5^{Cal},2$

Varet, *C. R.*, CXXI, 588; 1895.

BASE MAGNÉSIENNE AMMONIÉE.

Lorsqu'on fait agir l'ammoniaque sur un sel magnésien, en présence du chlorhydrate d'ammoniaque, la magnésie n'est pas précipitée; mais il se forme une base complexe, ammoniaco-magnésienne, qui s'unit avec les acides étendus, en dégageant, pour un atome de magnésium contenu dans les bases,


En présence de $2HCl$ étendu .... $+ 28^{Cal},6$
En présence de SO^4H^2 .... $+ 32^{Cal},3$

B., *A.* [6], XI, 311; 1887.

Ces chiffres sont caractéristiques; car ils sont plus grands que ceux qui répondent, soit à l'ammoniaque seule ($+24^{Cal},9$ avec HCl et $+29^{Cal},0$ avec SO^4H^2), soit à la magnésie seule ($+27^{Cal},4$ et $+30^{Cal},2$ respectivement) et, par conséquent, à leur simple mélange.

CHAPITRE II.

MANGANÈSE.

Poids atomique : Mn = 55. Métal polyvalent. États moléculaires multiples.

Poids équivalent : 27,5.

Poids moléculaire : 110.

Chaleur spécifique moléculaire, à la température ordinaire : 13,4 (pour $Mn^2 = 110$) (R.).

États différents du métal.

Mn extrait de l'amalgame, changé en Mn fondu .... $+ 3^{Cal},5$

Mn extrait de l'amalgame chauffé seulement au rouge sombre, et changé en Mn fondu .... $+ 3^{Cal},1$

Gu., *C. R.*, CXXII, 46; 1896.

Réactions mesurées :

Mn pris sous des états divers et dissous dans HCl étendu.

Les nombres qui suivent sont calculés depuis Mn fondu.

Oxydes.

PROTOXYDE.

$MnO = 71.$

	Cal
Mn + O = MnO anhydre	+ 90,9
Mn + O + eau = MnO hydraté (précipité)	+ 95,1

D'où

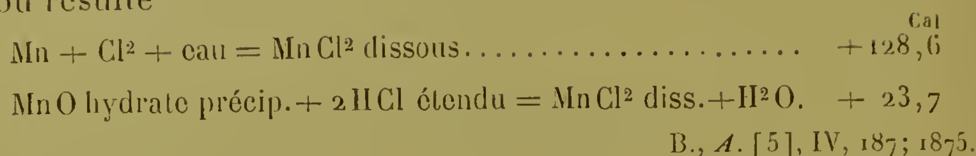
Hydratation de l'oxyde	+ 4,3

Réactions mesurées :

		Cal
I.	$3Mn + O^4 = Mn^3O^4$ (dans la bombe calorimétrique) dégage.	+328,0
II.	$3MnO + O = Mn^3O^4$ dégage	+ 55,2
III.	$Mn + 2(HCl + 50H^2O) = MnCl^2$ dissous $+ H^2$	+ 49,8

Th. U., III, 268.

d'où résulte

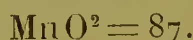


	Cal
$Mn + Cl^2 +$ eau $= MnCl^2$ dissous	$+128,6$
MnO hydraté précip. $+ 2HCl$ étendu $= MnCl^2$ diss. $+ H^2O$.	$+ 23,7$

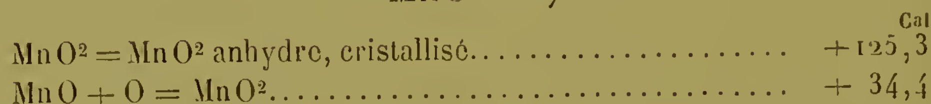
B., *A.* [5], IV, 187; 1875.

Cette dernière valeur est calculée d'après le chiffre observé, en précipitant l'oxyde de manganèse de son chlorure dissous par la soude étendue.

BIOXYDE.



$MnO^2 = 87.$



	Cal
$MnO^2 = MnO^2$ anhydre, cristallisé	$+125,3$
$MnO + O = MnO^2$	$+ 34,4$

Réactions mesurées :

MnO^2 crist. chauffé avec du charbon dans la bombe, en fournissant Mn^3O^4, a donné, tout calcul fait, la valeur suivante :

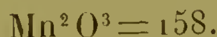


$Mn^3O^4 + O = 3MnO^2$ .... $+ 48,0$

Le Chatelier, *C. R.*, CXXII, 81; 1896.

La chaleur de formation du bioxyde par voie humide, évaluée par Thomsen à $+116^{Cal},3$ (*Th. U.*, II, 460 et III, 270), a été calculée d'après des données inexactes, telles que la suroxydation du manganèse par voie humide, dans la réaction du sulfate manganeux sur le permanganate de potasse, laquelle suroxydation n'est pas complète. En outre, diverses actions secondaires, intervenant dans les expériences de l'auteur, telles que les actions entre les chlorures et les sulfates ferreux et ferriques, opposés entre eux et aux acides chlorhydrique et sulfurique, n'ont pas été évaluées d'une façon correcte (*voir* ce Volume, p. 43).

SESQUIOXYDE.



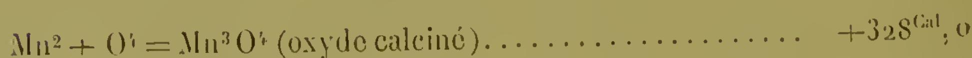
$Mn^2O^3 = 158.$

$Mn^2 + O^3 = Mn^2O^3$: *Chaleur de formation :* non mesurée.

OXYDE INTERMÉDIAIRE.



$Mn^3O^4 = 229.$



$Mn^2 + O^4 = Mn^3O^4$ (oxyde calciné) .... $+328^{Cal},0$

Voir plus haut.

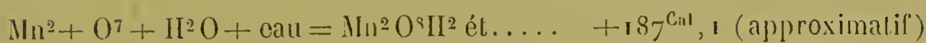
ACIDE MANGANIQUE.


$MnO^3 = 103$ et $MnO^4H^2 = 121$.

Chaleur de formation : non mesurée.

ACIDE PERMANGANIQUE.


$Mn^2O^7 = 222$ et $Mn^2O^8H^2 = 240$.


$Mn^2 + O^7 + H^2O +$ eau $= Mn^2O^8H^2$ ét..... $+187^{Cal},1$ (approximatif)


$Mn^2 + O^8 + H^2 +$ eau $= Mn^2O^8H^2$ ét...... $+256^{Cal},1$ (approximatif)

Ces évaluations sont seulement approchées, à cause de la complexité des réactions qui ont servi à les calculer.

Voici celles qui m'ont paru les plus sûres et que j'ai fait intervenir dans mon calcul :


I. $5SnCl^2$ dissous $+ 10HCl$ diss., mêlés avec $Mn^2O^8K^2$ diss. $+386^{Cal},5$

Th. U., II, 452.

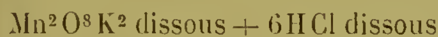

III. *Dissolution :* $Mn^2O^8K^2$ + eau .... $-20^{Cal},4$

B., *A.* [5] IV, 103; 1875.

De là résultent, pour le permanganate de potasse, les valeurs suivantes :


$Mn^2 + O^8 + K^2 = Mn^2O^8K^2$ anhydre. $+400^{Cal},1$ diss. $+379^{Cal},7$

On en déduit encore


$Mn^2O^8K^2$ dissous $+ 6HCl$ dissous


$= 2MnCl^2$ diss. $+ 2KCl$ diss. $+ O^5$..... $+50^{Cal},3$ ou $+10^{Cal},06 \times 5$

Ce nombre est valable approximativement, parce que les chaleurs de formation des chlorures de potassium et de manganèse ne sont pas influencées sensiblement par un excès d'acide chlorhydrique.

Au contraire, la réduction du permanganate par les sels ferreux ne fournit pas de valeurs constantes. Les chiffres observés peuvent varier entre des limites très étendues, en raison des actions secondaires de divers ordres, développées entre les sulfates et l'acide chlorhydrique d'une part, entre les chlorures et l'acide sulfurique d'autre part, enfin entre les sels ferreux et ferriques.

B., *A.* [5], V, 347; 1875.

En tout cas, chaque atome d'oxygène cédé par le permanganate

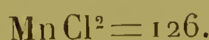
de potasse à un corps oxydable, en présence de l'acide sulfurique, avec production de sulfates de potasse et de manganèse, dégage plus de chaleur que l'oxygène libre. Mais l'excès peut varier de $+9^{Cal},4$ à $+25^{Cal},4$ par chaque atome d'oxygène mis en jeu, selon les corps placés en présence et les systèmes employés en réalité.

C'est en admettant pour l'union de la potasse avec l'acide permanganique la valeur approchée hypothétique,

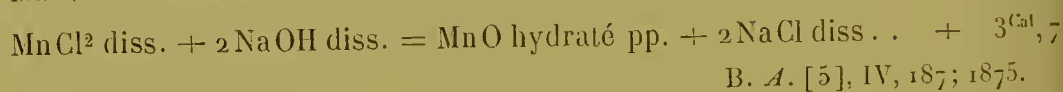

$Mn^2O^8H^2$ dissous $+ 2KOH$ dissoute .... $+27^{Cal},4$

que l'on obtient les chiffres donnés plus haut pour la chaleur de formation de cet acide lui-même.

CHLORURE.

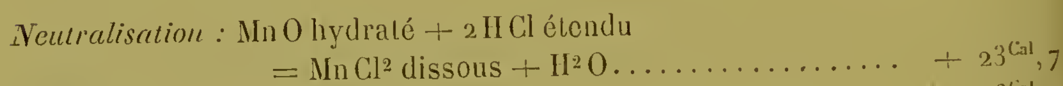

$MnCl^2 = 126.$

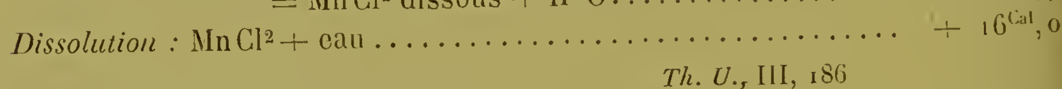

$Mn + Cl^2 = MnCl^2$ .... $+112^{Cal},6$ dissous... $+128^{Cal},6$


$MnCl^2$ diss. $+ 2NaOH$ diss. $=$ MnO hydraté pp. $+ 2NaCl$ diss. . $+3^{Cal},7$

B. *A*. [5], IV, 187; 1875.

D'où l'on conclut :


Neutralisation : MnO hydraté $+ 2HCl$ étendu
$= MnCl^2$ dissous $+ H^2O$ .... $+23^{Cal},7$


Dissolution : $MnCl^2 +$ eau .... $+16^{Cal},0$

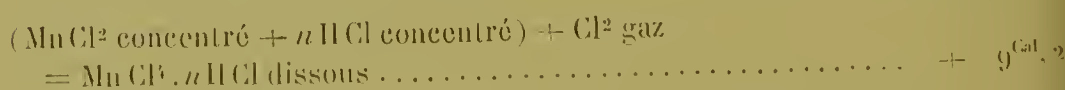
Th. U., III, 186


Hydrate : $MnCl^2.4H^2O +$ eau .... $+1^{Cal},5$

Chlorhydrate de perchlorure de manganèse :

Le chlore se dissout dans une solution concentrée de chlorure manganeux, qui renferme $MnCl^2 + 11H^2O$; mais il s'y dissout en quantité moindre que dans l'eau pure et en dégageant une quantité de chaleur peu différente ($+2^{Cal},2$, au lieu de $+1^{Cal},5$; pour Cl absorbé). Il en est tout autrement en présence de l'acide chlorhydrique concentré, ajouté à la liqueur. La solubilité du chlore dans une semblable solution est triplée et la chaleur dégagée par les premières portions de chlore dissoutes s'élève, pour le poids moléculaire Cl^2, à $+9^{Cal},2$. Cette valeur même est plus que triple de la chaleur dégagée par une simple dissolution du chlore dans l'eau pure ($+3^{Cal},0$; ce volume, p. 47).

Il se produit ainsi un chlorhydrate de manganèse perchloruré :


($MnCl^2$ concentré $+ n HCl$ concentré) $+ Cl^2$ gaz
$= MnCl^4.nHCl$ dissous .... $+9^{Cal},2$

Ce composé est dissociable à froid et surtout par l'échauffement. Il offre beaucoup d'importance parce qu'il préside à la préparation du chlore, telle qu'on la réalise dans les conditions ordinaires.

B., *A.* [5], XXII, 468; 1881.

BROMURE.

$MnBr^2 = 215$.

$Mn + Br^2$ liquide + eau = $MnBr^2$ dissous	$+107^{Cal},0$
$Mn + Br^2$ gaz »	$+114^{Cal},4$

La formation de ce sel, à l'état dissous, a été calculée en admettant l'identité des chaleurs de neutralisation des trois hydracides par MnO hydraté.

SESQUIBROMURE.

$MnBr^3 = 295$.

$Mn + Br^3$ liquide + eau = $MnBr^3$ dissous	$+109^{Cal},0$

Action directe.

FABRE, *A.* [6], X, 523; 1887.

IODURE.

$MnI^2 = 309$.

$Mn + I^2$ solide + eau = MnI^2 dissous	$+76^{Cal},2$
$Mn + I^2$ gaz »	$+89^{Cal},8$

FLUORURE.

$MnF^2 = 93$.

$Mn + F^2$ + eau = MnF^2 dissous....................	$+155^{Cal},5$

Réaction mesurée :

$2AgF$ dissous + $MnCl^2$ dissous = $2AgCl + MnF^2$ diss..	$+31^{Cal},7$
Neutralisation : $2HF$ dissous + MnO précipité = MnF^2 dissous + H^2O............	$+28^{Cal},8$

PETTERSSEN.

SULFURE.

$MnS = 87$.

$Mn + S = MnS$ précipité..........................	$+45^{Cal},6$
Neutralisation : H^2S dissous + MnO précipité = MnS précipité + H^2O...........	$+10^{Cal},1$

Réactions mesurées :

I. $(C^2H^3O^2)^2Mn$ dissous + Na^2S dissous

			Cal
= MnS précip. + $2C^2H^3NaO^2$ diss.	d'abord	+	6,3
	après quelq. min.	+	6,7

B., *A.* [5], IV, 187; 1875.

II. $(C^2H^3O^2)^2$ Mn dissous + 2NaOH dissoute
= MnO précip. + $2C^2H^3NaO^2$ dissous .... + 4,6

III. $C^2H^4O^2$ diss. + NaOH diss. = $C^2H^3NaO^2$ diss. + H^2O .. + 13,3

IV. H^2S dissous + 2NaOH dissoute = Na^2S dissous + $2H^2O$. + 7,8

D'où résulte encore :

$2C^2H^4O^2$ dissous + MnO précipité .... + $22^{Cal},0$

SÉLÉNIURE.

MnSe = 134.

	Cal
Mn + Se mét. = MnSe précipité	+ 22,4
» MnSe cristallisé	+ 21,6

Neutralisation : H^2Se dissous + MnO précipité
= MnSe précipité + H^2O .... + 12,1

1. MnSe précipité a été calculé d'après la réaction suivante :

SO^4Mn dissous + Na^2Se dissous .... + $14^{Cal},2$

FAB. *A.* [6], X, 524; 1884.

2. MnSe cristallisé a été calculé d'après la réaction suivante :

MnSe + 9Br liquide + $4H^2O$ + eau
= $MnBr^3$ diss. + SeO^4H^2 diss. + 6HBr diss. .... + $125^{Cal},6$

CARBURE.

Mn^3C = 177.

Mn^3 + C = Mn^3C .... + $9^{Cal},9$

Réaction mesurée ;

$Mn^3C + O^6 = Mn^3O^4 + CO^2$ .... + $412^{Cal},4$

LE CHATELIER, *C. R.*, CXXII, 81; 1896.

SULFATE.

SO^4Mn = 151.

	Cal		Cal
S + O^4 + Mn = SO^4Mn	+ 249,4	dissous	+ 263,2

Neutralisation : SO^4H^2 dissous + MnO précipité
= SO^4Mn diss. + H^2O .... + 27,0

B., *A.* [5], IV, 189; 1875.

		Cal
Dissolution : SO^4Mn + eau	+	13,8 (Th.)
Hydrates : $SO^4Mn.H^2O$ + eau	+	7,8 (Gh.)
» $SO^4Mn.5H^2O$ + eau	+	0,04 (Th.)

Sulfate acide.

SO^4Mn dissous + SO^4H^2 dissous	—	0,9

Th. U., I, 135.

Sulfates doubles :

$SO^4Mn + SO^4Na^2 = SO^4Na^2.SO^4Mn$	+	1^Cal^,2
$SO^4Mn + SO^4K^2 = SO^4K^2.SO^4Mn$	+	0^Cal^,8

Calculé d'après les *chaleurs de dissolution :*

		Cal
$SO^4Mn.SO^4K^2$ + eau	+	6,4 (Th.)
$SO^4Mn.SO^4Na^2$ + eau	+	13,0
Hydrates : $SO^4Mn.SO^4Na^2.2H^2O$ + eau	+	3,2 (Gh.)
$SO^4Mn.SO^4K^2.4H^2O$ + eau	+	6,4
$SO^4Mn.SO^4Am^2.6H^2O$ + eau	—	9,7 (Gh.)

Voir les réserves faites pour les mesures exécutées sur le sel double anhydre après la déshydratation de ces sels doubles (p. 261).

Le mélange des dissolutions des sels simples donne des résultats thermiques négligeables.

HYPOSULFATE.

$S^2O^6Mn = 215.$

		Cal
$S^2 + O^6 + Mn$ + eau = S^2O^6Mn dissous	+	325,9
Neutralisation : $S^2O^6H^2$ dissous + MnO précipité	+	22,8 (T.)
Dissolution : $S^2O^6Mn.6H^2O$ + eau	—	1,9 (T.)

AZOTATE.

$Az^2O^6Mn = 179.$

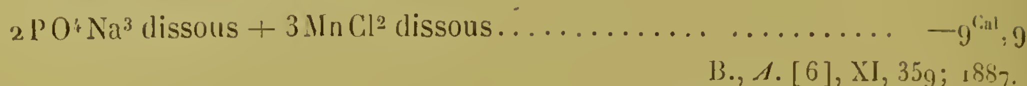
		Cal
$Az^2 + O^6 + Mn$ + eau = Az^2O^6Mn dissous	+	16,74
Neutralisation : $2AzO^3H$ dis. + MnO pp. = Az^2O^6Mn diss. + H^2O	+	23,0 (Th.)
Dissolution : $Az^2O^6Mn.6H^2O$ + eau	—	6,15 (Th.)

PHOSPHATE.

$P^2O^8Mn^3 = 355.$

		Cal
$P^2 + O^8 + Mn^3 = P^2O^8Mn^3$ colloïdal	+	737,5
Neutralisation : $2PH^3O^4$ diss. + $3MnO$ hydraté = $P^2O^8Mn^3$ colloïdal + $3H^2O$	+	45,8

calculé d'après la réaction


$2PO^4Na^3$ dissous + $3MnCl^2$ dissous.......................... $-9^{Cal},9$

B., *A.* [6], XI, 359; 1887.

Le précipité devient rapidement cristallin, en formant un sel double de manganèse et de sodium (*voir* p. 254); cette action spéciale dégage : $+7^{Cal},5$.

CARBONATE.

$CO^3Mn = 115$. États multiples.

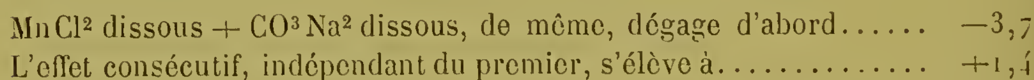
	Cal		Cal
$C + O^3 + Mn = CO^3Mn$ cristallisé.........	+208,6	amorphe.	+207,0
$C + O^3 + Mn = CO^3Mn$ naturel...........	+212,7	»	»
{ CO^2 diss.+MnO préc.= CO^3Mn amorphe.	+ 12,0		
{ Puis le sel cristallise; ce qui produit en tout.	+ 13,6		
{ CO^2 gaz + MnO précip. = CO^3Mn crist...	+ 19,2		
{ CO^2 gaz + MnO anhydre = CO^3Mn	+ 23,5		

Réaction mesurée. — I. CO^3Mn précipité a été calculé d'après la double décomposition :


$MnCl^2$ dissous + CO^3K^2 dissous............................ $-4^{Cal},0$

le précipité étant amorphe.

Il se dégage ensuite $+1^{Cal},6$ par le fait de la cristallisation; ce dernier chiffre étant indépendant du premier.


$MnCl^2$ dissous + CO^3Na^2 dissous, de même, dégage d'abord...... $-3,7$
L'effet consécutif, indépendant du premier, s'élève à.............. $+1,4$

B., *A.* [5], IV, 166; 1875.

CO^3Mn naturel a été calculé d'après sa combustion dans la bombe calorimétrique, ce qui donne, en retranchant la chaleur de cette dernière (en présence du charbon) :


$3CO^3Mn + O = Mn^3O^4 + 3CO^2$ .... $-27,8$

LE CHATELIER, *C. R.*, CXXII, 81; 1896.

Observons que l'écart entre +212,7 et +208,6 ne surpasse guère les erreurs d'expérience, les données étant très nombreuses et d'un ordre dissemblable.

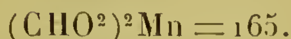
SILICATE.

SiO^3Mn.


SiO^2 (quartz) + MnO anh. = SiO^3Mn........................ $+5^{Cal},4$

LE CHATELIER, *C. R.*, CXXII, 81; 1896.

FORMIATE.



$(CHO^2)^2Mn = 165.$

$C^2 + H^2 + O^4 + Mn = (CHO^2)^2 Mn$. $+144^{Cal},8$ dissous... $+149,1$

B. *A.* [5], IV, 90; 1875.

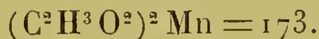
Neutralisation : $2CH^2O^2$ dissous + MnO précipité........... $+ 21,4$ (B.)

calculée d'après l'action de KOH dissoute sur le sel dissous.

Dissolution : $(CHO^2)Mn$ + eau .... $+ 4,3$

Hydrate : $(CHO^2)Mn.2H^2O$ + eau .... $- 2,9$

ACÉTATE.



$(C^2H^3O^2)^2 Mn = 173.$

$C^4 + H^6 + O^4 + Mn = (C^2H^3O^2)^2Mn$.. $+153,4$ dissous.. $+165,7$

Neutralisation : $2C^2H^4O^2$ dissous + MnO précipité.......... $+ 22,0$ (B.)

Dissolution : $(C^2H^3O^2)^2 Mn$ + eau.......................... $+ 12,3$ (B.)

Hydrate : $(C^2H^3O^2)^2 Mn.4H^2O$ + eau..................... $+ 1,6$

OXALATE.



$C^2O^4Mn = 143.$

$C^2 + O^4 + Mn = C^2O^4Mn$ précipité .... $+250,5$

Neutralisation : $C^2H^2O^4$ diss. + MnO précip.

$= C^2MnO^4$ diss. + H^2O .... $+ 25,2$

C^2MnO^4 précip. + H^2O.................. $+ 28,6$

Ce précipité contient de l'eau de cristallisation.

B., *A.* [5], IV, 109; 1875.

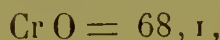
Le calcul a été établi d'après la réaction de l'oxalate de potasse $C^2O^4K^2$ dissous sur le chlorure de manganèse $MnCl^2$ dissous, réaction qui se produit d'abord, sans variation thermique sensible, tout demeurant dissous; puis l'oxalate de manganèse se précipite en dégageant : $+4^{Cal},3$.

CHAPITRE III.

CHROME.

Poids atomique : Cr = 52,1. Métal polyvalent.
Poids équivalent : 26.
Poids moléculaire : 104,2.
Chaleur spécifique moléculaire : 10,04 (?) (K.)

PROTOXYDE.



$$CrO = 68,1,$$



$$Cr + O = CrO.$$

Chaleur de formation, non mesurée.

ESQUIOXYDE (oxyde chromique).



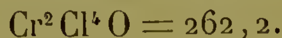
$$Cr^2O^3 = 152,2.$$



$$Cr^2 + O^3 = Cr^2O^3 \ldots \text{ anhydre ou hydraté.}$$

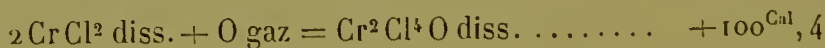
Chaleur de formation, non mesurée. États multiples, α, β, γ, etc.

OXYCHLORURE CHROMIQUE.



$$Cr^2Cl^4O = 262,2.$$

Chaleur de formation, non mesurée depuis les éléments.



$$2CrCl^2 \text{ diss.} + O \text{ gaz} = Cr^2Cl^4O \text{ diss.} \ldots\ldots\ldots + 100^{Cal},4$$

L'oxydation est immédiate.

Rec., *A.* [6], X, 18; 1881.

Cette donnée est nécessaire pour l'intelligence des divers états de l'oxyde de chrome.

Le chiffre précédent se rapporte au composé obtenu par l'action du protochlorure de chrome dissous sur l'oxygène libre. Il existe deux autres états de l'oxychlorure chromique dissous, correspondant aux états spéciaux de l'oxyde chromique et dont il sera question plus loin.

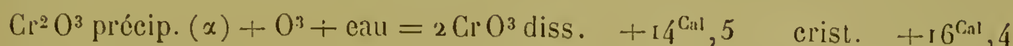
ACIDE CHROMIQUE.


$$CrO^3 = 100,1.$$


$$Cr + O^3 = CrO^3.$$

Chaleur de formation, non mesurée depuis les éléments.

Depuis l'oxyde chromique :

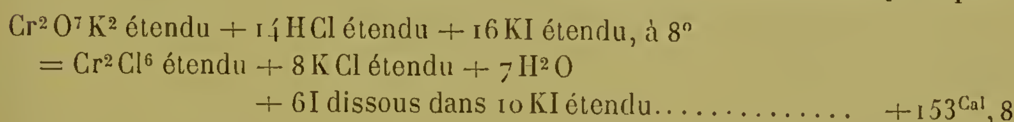

Cr^2O^3 précip. (α) + O^3 + eau = $2CrO^3$ diss. $+14^{Cal},5$ crist. $+16^{Cal},4$

On a indiqué ici l'état α, parce que les états moléculaires de Cr^2O^3 précipité varient (*voir* plus bas).

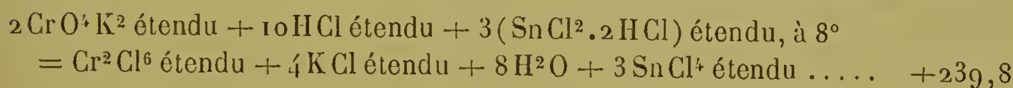
Réactions mesurées :

B., *A.* [6], I, 108; 1884.

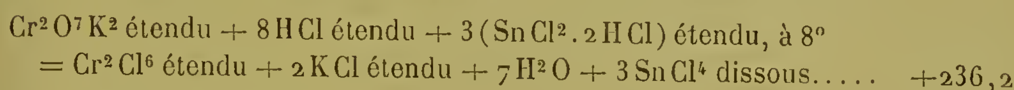
A. I. Réduction du bichromate de potasse par l'acide iodhydrique.


$Cr^2O^7K^2$ étendu + $14HCl$ étendu + $16KI$ étendu, à 8°
= Cr^2Cl^6 étendu + $8KCl$ étendu + $7H^2O$
+ $6I$ dissous dans $10KI$ étendu.............. $+153^{Cal},8$

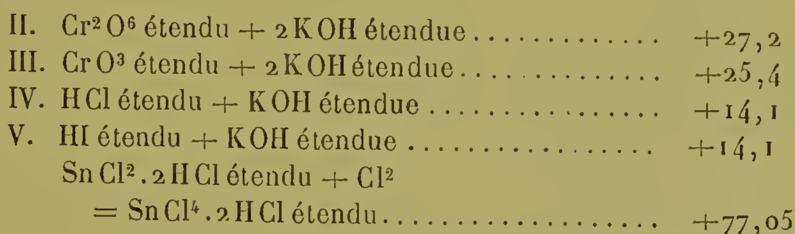
B. I. Réduction du chromate neutre par le chlorure stanneux :


$2CrO^4K^2$ étendu + $10HCl$ étendu + $3(SnCl^2.2HCl)$ étendu, à 8°
= Cr^2Cl^6 étendu + $4KCl$ étendu + $8H^2O$ + $3SnCl^4$ étendu ..... $+239,8$

C. Réduction du bichromate par le chlorure stanneux :

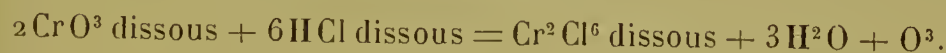

$Cr^2O^7K^2$ étendu + $8HCl$ étendu + $3(SnCl^2.2HCl)$ étendu, à 8°
= Cr^2Cl^6 étendu + $2KCl$ étendu + $7H^2O$ + $3SnCl^4$ dissous..... $+236,2$

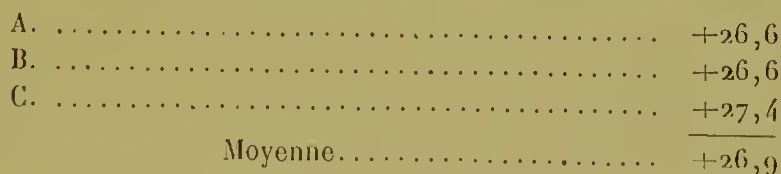
On admet, en outre, à 8° :


II. Cr^2O^6 étendu + $2KOH$ étendue............. $+27,2$
III. CrO^3 étendu + $2KOH$ étendue.............. $+25,4$
IV. HCl étendu + KOH étendue................. $+14,1$
V. HI étendu + KOH étendue.................. $+14,1$
$SnCl^2.2HCl$ étendu + Cl^2
= $SnCl^4.2HCl$ étendu.................. $+77,05$

VII, VIII, IX. Les chaleurs de formation de l'eau, de l'acide chlorhydrique, de l'acide iodhydrique sont admises, comme à l'ordinaire.

On tire de ces chiffres pour la réaction :


$2CrO^3$ dissous + $6HCl$ dissous = Cr^2Cl^6 dissous + $3H^2O$ + O^3.

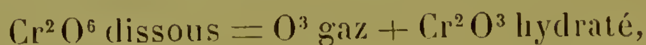

A. .... $+26,6$
B. .... $+26,6$
C. .... $+27,4$
Moyenne.................... $+26,9$

Cette valeur est applicable aux oxydations effectuées par l'acide chromique (ou par les chromates), en présence de l'acide chlorhydrique seul.

Si la réduction avait lieu en présence de l'acide sulfurique, la chaleur dégagée varierait entre des limites étendues, à cause des réactions entre les sulfates et les acides chlorhydrique et sulfurique.

On doit également éviter la présence des sels de fer (*voir* p. 43).

Pour passer de là à l'oxyde de chrome précipité



$$Cr^2O^6 \text{ dissous} = O^3 \text{ gaz} + Cr^2O^3 \text{ hydraté},$$

il faut définir l'état de ce dernier, lequel est variable, ainsi qu'on va le dire.

En particulier, pour la modification α, qui est la plus intéressante en pratique :

O^3 fixé sur un corps oxydable dégage en plus de l'oxygène libre : $+14^{Cal},8$; soit $+3^{Cal},8$ pour chaque atome d'oxygène intervenant, O.

Dissolution : CrO^3 crist. + eau, à 19°.................. +1,9

Sab., *C. R.*, CIII. 267 1886.

Neutralisation : voir plus loin

ACIDE PERCHROMIQUE.



$$Cr^2O^7 = 216,2.$$



$$Cr^2 + O^7 = Cr^2O^7.$$

Chaleur de formation, non mesurée.

États divers de l'oxyde chromique.

L'oxyde de chrome est susceptible d'états moléculaires multiples. Ainsi, lorsqu'il a été précipité de son alun potassique par un carbonate alcalin, il change peu à peu d'état, en dégageant une quantité de chaleur supérieure à $+13^{Cal},8$ pour Cr^2O^3.

B., *A.*, [5], IV, 174, 1885; [6], I, 102; 1884.

Ce changement est aussi provoqué par la présence d'un excès d'alcali.

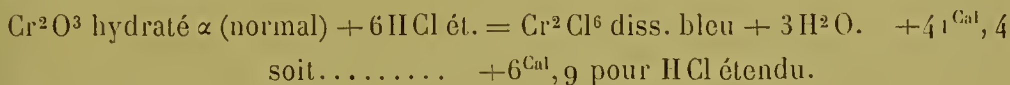
Avec l'oxyde anhydre, il existe des écarts analogues, et qui sont même probablement plus étendus. On sait d'ailleurs que l'oxyde chromique, séché à basse température, se transforme avec incan-

descence, quand on le chauffe (Berzélius). Mais il n'a été fait aucune tentative pour mesurer cette dernière quantité de chaleur.

Les états multiples de l'oxyde de chrome hydraté ont été étudiés surtout par M. Recoura.

A. [6], X, 28, 61, 68; 1887.

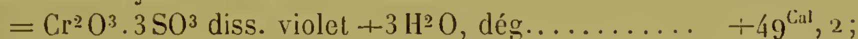
Oxyde α. — D'après cet auteur, il existe deux chlorures, l'un violet, l'autre vert. Ces deux chlorures dissous, précipités par la soude dissoute, donnent un oxyde bleu verdâtre précipité (α), oxyde dont la redissolution *immédiate* dans l'acide chlorhydrique étendu dégage



Cr^2O^3 hydraté α (normal) $+ 6HCl$ ét. $= Cr^2Cl^6$ diss. bleu $+ 3H^2O$. $+41^{Cal},4$

soit......... $+6^{Cal},9$ pour HCl étendu.

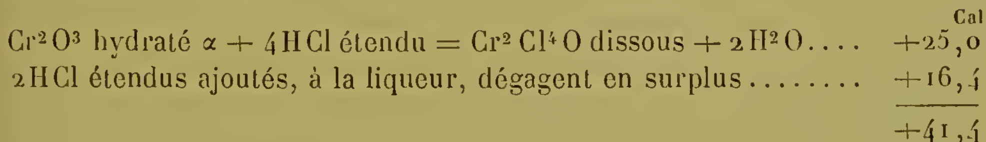
Le même oxyde $\alpha + 3SO^4H^2$ étendu



$= Cr^2O^3.3SO^3$ diss. violet $+ 3H^2O$, dég............ $+49^{Cal},2$;

Soit $+8,2 \times 6$ pour $\frac{1}{2}SO^4H^2$ étendu.

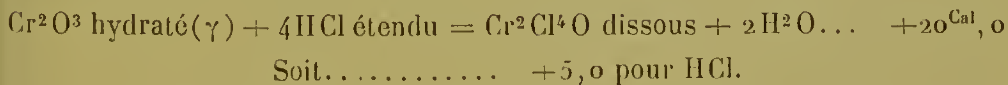
Au lieu de 6HCl étendu, si l'on emploie seulement 4HCl étendu, la redissolution a lieu également, avec formation d'un oxychlorure soluble, en dégageant :



	Cal
Cr^2O^3 hydraté $\alpha + 4HCl$ étendu $= Cr^2Cl^4O$ dissous $+ 2H^2O$....	$+25,0$
2HCl étendus ajoutés, à la liqueur, dégagent en surplus........	$+16,4$
	$+41,4$

L'oxyde de chrome α peut être redissous dans un excès de soude, 18NaOH étendue, par exemple : ce qui dégage $+3^{Cal},0$.

Oxyde γ. — Son état, dans cette liqueur, varie avec le temps. Si on le reprécipite *aussitôt*, en neutralisant exactement par l'acide chlorhydrique l'alcali qui l'a dissous, l'oxyde de chrome acquiert un état nouveau, γ; état dans lequel il se combine à froid, avec 4HCl étendu seulement, en formant un autre oxychlorure soluble, isomérique, lequel ne dégage plus de chaleur, par une addition immédiate de 2HCl étendu :

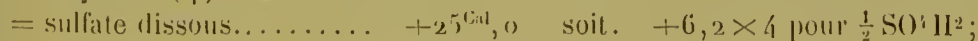


Cr^2O^3 hydraté(γ) $+ 4HCl$ étendu $= Cr^2Cl^4O$ dissous $+ 2H^2O$... $+20^{Cal},0$

Soit............ $+5,0$ pour HCl.

De même, après dix minutes de dissolution dans la soude, et reprécipitation par neutralisation exacte de cet alcali :

Cr^2O^3 hydraté (γ) $+ 2SO^4H^2$ étendu



$=$ sulfate dissous.......... $+25^{Cal},0$ soit. $+6,2 \times 4$ pour $\frac{1}{2}SO^4H^2$;

valeur qui répond au même état que le chiffre observé ci-dessus avec $4HCl$ étendu.

Mais ce premier état de l'oxyde chromique est transitoire : si on le reprécipite seulement au bout de vingt-cinq minutes de dissolution dans la soude, toujours en neutralisant exactement par l'acide chlorhydrique la soude qui l'a dissous, on trouve cette fois, par l'addition ultérieure de

$2SO^4H^2$ étendu.................................. $+22^{Cal},5$

Au bout de soixante-dix minutes, on trouve, en opérant de même, avec

$2SO^4H^2$ étendu.................................. $+15^{Cal},8$, etc.

La chaleur dégagée par l'union de l'oxyde chromique et de l'acide sulfurique va ainsi sans cesse en diminuant, suivant la durée de la combinaison préalable de l'oxyde avec la soude.

L'état de l'oxyde de chrome dissous dans la soude se modifie donc de plus en plus, dans la liqueur même. Celle-ci, étant neutralisée au bout d'un temps prolongé, finit par laisser précipiter un oxyde que les acides, même employés en excès, ne redissolvent plus; du moins immédiatement.

Oxyde β. — Avant d'insister davantage sur ce point, il est nécessaire de parler d'un autre oxyde chromique hydraté, distinct du précédent. En effet, le protochlorure de chrome, oxydé par l'oxygène libre (p. 274), forme un autre oxychlorure soluble, dont la précipitation par la soude extrait un nouvel oxyde de chlorure hydraté, que M. Recoura désigne par β. Cet oxyde se combine seulement avec $4HCl$ étendu comme le précédent, mais avec un dégagement de chaleur plus considérable,

Cr^2O^3 hydraté (β) + $4HCl$ ét. = Cr^2Cl^4O diss., vert.. $+28^{Cal},2$
soit............. $+7^{Cal},05$ pour HCl.

Un excès du même acide étendu est sans action thermique sensible, du moins immédiatement.

De même avec l'acide sulfurique :

Cr^2O^3 hydraté (β) + $2SO^4H^2$ ét. dég. $+35^{Cal},0$; ou $+8^{Cal},7\times4$ pour $\frac{1}{2}SO^4H^2$.

L'oxyde de chrome β se dissout comme l'oxyde α dans un excès de soude, en dégageant, avec $18NaOH$ étendue : $+4^{Cal},2$. Cette opération le ramène au même état que l'oxyde α; pourvu que les conditions de concentration, de température et de durée soient identiques.

D'après ces nombres, le changement de l'oxyde α dans l'oxyde β absorberait — $1^{Cal},2$. M. Recoura suppose que l'oxyde α renferme $Cr^2O^3.3H^2O$; l'oxyde β contenant $Cr^2O^3.2H^2O$: valeurs qui correspondraient à leur saturation respective par les acides.

Revenons maintenant à la dissolution sodique de l'oxyde α, ou de l'oxyde β, conservée pendant quelque temps. Au bout d'une heure un quart, l'hydrate chromique, reprécipité ensuite de la soude, par la neutralisation exacte de cet alcali, ne fixe plus immédiatement que deux équivalents d'acide chlorhydrique, 2HCl, en dégageant $+11^{Cal},6$, soit $+5^{Cal},8 \times 2$.

Un excès d'acide, ajouté consécutivement, ne produit plus d'effet thermique immédiat.

Au bout de trois heures de dissolution dans la soude, l'oxyde qui en est reprécipité ne fixe plus immédiatement qu'un seul équivalent d'acide, HCl, en dégageant $+5^{Cal},8$. La dissolution ainsi obtenue est totale et l'addition d'un excès d'acide ne produit plus d'effet thermique immédiat.

Si l'on prolonge davantage l'action de la soude, l'oxyde qui en est reprécipité ne se dissout même plus entièrement dans l'acide chlorhydrique étendu, et la chaleur dégagée diminue de plus en plus.

Au bout de vingt-quatre heures de dissolution dans la soude, elle tombe à $+3^{Cal},5$. Au bout de soixante heures, à $+1^{Cal}$. Au bout de deux mois de dissolution dans la soude, l'oxyde, reprécipitable par la neutralisation de l'alcali, est devenu entièrement insoluble dans un excès d'acide chlorhydrique étendu.

Rec., *C. R.*, CXX, 1337; 1895.

M. Recoura explique ces résultats, en admettant qu'il existe une série d'anhydrides incomplets, depuis le composé normal $Cr^2O^3.3H^2O$, jusqu'à l'anhydride absolu, Cr^2O^3. Ces états représenteraient l'état de l'oxyde dissous dans la soude, tel qu'il est reprécipité de cette dissolution, au moment où l'on en sature exactement l'alcali par un acide.

Des états isomériques analogues existent pour la plupart des sesquioxydes métalliques, ainsi que pour les acides stannique, silicique, etc. Leur constitution se complique des phénomènes relatifs à la constitution colloïdale et elle répond à des polymérisations, accompagnées de changements dans l'hydratation et dans la capacité de saturation normale. Mais l'étude thermique de ces phénomènes est très difficile et généralement peu avancée.

CHLORURES DE CHROME.

PROTOCHLORURE.


$CrCl^2 = 123,1.$

Chaleur de formation par les éléments : inconnue.

Dissolution : $CrCl^2$ + eau .... $+ 18^{Cal},6$
Hydrate : $CrCl^2.4H^2O$ + eau .... $+ 2^{Cal},0$

Rec., *A.*, [6], X, 17; 1887.

CHLORURE CHROMIQUE.


$Cr^2Cl^6 = 317,2.$

$2CrCl^2$ diss. + Cl^2 gaz = Cr^2Cl^6 diss., liqueur violette .... $+113^{Cal},4$
» » liqueur verte .... $+ 94,6$
$2CrCl^2$ anh. + Cl^2 gaz = Cr^2Cl^6 .... $+ 78,8$

Dissolution : Cr^2Cl^6 anh. + eau = Cr^2Cl^6 dissous .... $+ 71,8$

Rec., Mémoire ci-dessus, p. 59.

Cette dissolution renferme un mélange des deux chlorures vert et violet. Si tout était à l'état de chlorure vert, on aurait dû obtenir .... $+ 61^{Cal},2$
Tandis que si tout était à l'état de chlorure violet .... $+ 80^{Cal},0$

Hydrates : Il existe deux isomères cristallisés, l'un vert, donnant une liqueur verte ; l'autre gris, donnant une liqueur violette.

$Cr^2Cl^6.13H^2O$ cr. vert + eau (action immédiate) .. $-0,1$ solution verte
$Cr^2Cl^6.13H^2O$ cr. gris + eau .... $+24,0$ sol. bleu violacée

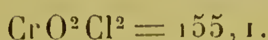
La solution verte se change lentement en solution violette, en dégageant $+18^{Cal},8$; ce que l'on constate en traitant les liqueurs vertes par 6NaOH étendue, d'abord au début, puis au bout d'un certain temps : la différence des deux effets thermiques étant égale à $+18^{Cal},8$.

Quand on traite de même la liqueur violette, elle dégage $+44^{Cal},4$.

D'après ces chiffres, le changement du chlorure vert cristallisé hydraté en chlorure gris isomérique, à l'état solide, absorberait $-24,0 + 0,1 + 18,8 = -5^{Cal},1$.

Il existe des états correspondants pour les sulfates. (*Voir* plus loin.)

OXYCHLORIDE CHROMIQUE.


$CrO^2Cl^2 = 155,1.$

CrO^2Cl^2 liq. + H^2O + eau, à 18° = Cr^2O^3 diss. + 2 HCl étendu +16^Cal^,7

B., *A.* [6], I, 93 ; 1884.

BROMURE CHROMIQUE.


$Cr^2Br^6 = 584,2.$

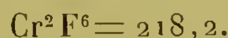
$Cr^2Br^6 . 12H^2O$ vert, cristallisé + eau	$-1^{Cal},4$
$Cr^2Br^6 . 12H^2O$ bleu, cristallisé + eau	$+28^{Cal},7$

Le premier se change dans le second au sein de la liqueur, en dégageant $+23^{Cal},0$. On mesure cette quantité par différence, en faisant agir sur les deux composés 6NaOH étendue. La liqueur stable dégage ainsi $+43^{Cal},2$.

D'après ces chiffres, le changement du sel vert cristallisé en sel bleu isomérique absorbe : $-28,7 + 1,4 + 23,0 = -4^{Cal},3$.

Rec., *C. R.*, CX, 1029, 1193 ; 1890.

FLUORURE CHROMIQUE.


$Cr^2F^6 = 218,2.$

Cr^2O^3 hydraté (état ?) + 6HF dissous .... $+50^{Cal},3$

Pettersen.

D'après l'action de 6NaOH dissoute sur le fluorure chromique dissous.

SULFATES.

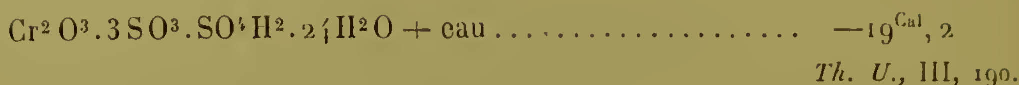

$Cr^2O^3 . 3SO^3 = 392,2.$

	Cal
Neutralisation : $3SO^4H^2$ dissous + Cr^2O^3 hydraté (α) = $Cr^2O^3 . 3SO^3$ diss. violet + $3H^2O$	+49,2 (B. Th.)
Dissolution : Hydrates : $Cr^2O^3 . 3SO^3 . 8H^2O$ vert sol. + eau	+13,6 (Rec.)
$Cr^2O^3 . 3SO^3 . 16H^2O$ violet solide + eau	+ 6,2
Le sel vert diss. se change en sel violet diss. en dégageant	+33,15

A l'état cristallisé, les deux sulfates ne renferment pas la même quantité d'eau de cristallisation. Tout calcul fait,

$Cr^2O^3 . 3SO^3 . 8H^2O$ crist. vert + $8H^2O$ liq.
= $Cr^2O^3 . 3SO^3 . 16H^2O$, cristallisé violet .... +34,5

Sel double (alun) :


$Cr^2O^3.3SO^3.SO^4H^2.24H^2O$ + eau . . . . $-19^{Cal},2$

Th. U., III, 190.

L'action de SO^4K^2 dissous sur le sulfate chromique dissous n'a pas été examinée.

M. Recoura a signalé dans ces derniers temps et il a étudié au point de vue thermochimique un oxyde de chrome complexe, qui existerait en combinaison avec $5SO^3$.

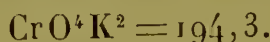
C. R., CXII, 1439, 1891 ; CXIII, 857, 1037; 1892.

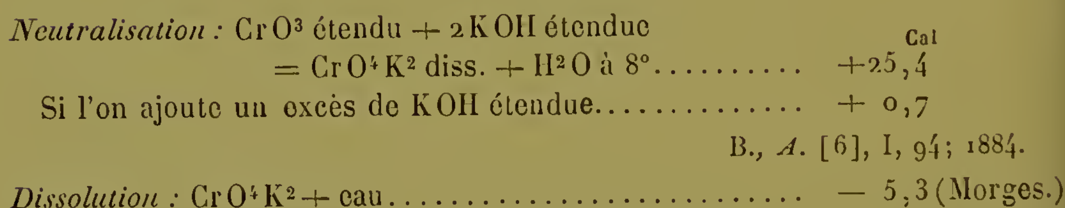
Ainsi qu'une série d'acides complexes, dérivés de l'acide chromique et de l'acide sulfurique, dans lesquels les propriétés de ces deux composants sont dissimulées.

C. R., CXIV, 477, 1892; CXVI, 1367, 1893; et CXVIII, 1146; 1895.

Chromates.

CHROMATE BIPOTASSIQUE.


$$CrO^4K^2 = 194,3.$$


Neutralisation : CrO^3 étendu + $2KOH$ étendue

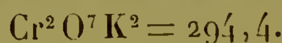
$= CrO^4K^2$ diss. + H^2O à 8° . . . . Cal +25,4

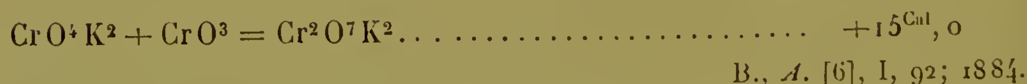
Si l'on ajoute un excès de KOH étendue . . . . + 0,7

B., *A.* [6], I, 94; 1884.

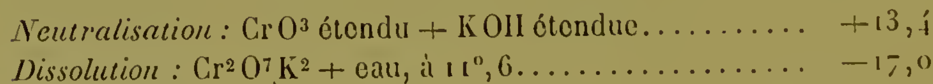
Dissolution : CrO^4K^2 + eau . . . . — 5,3 (Morges.)

BICHROMATE ANHYDRE.


$$Cr^2O^7K^2 = 294,4.$$

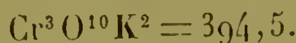

$CrO^4K^2 + CrO^3 = Cr^2O^7K^2$ . . . . $+15^{Cal},0$

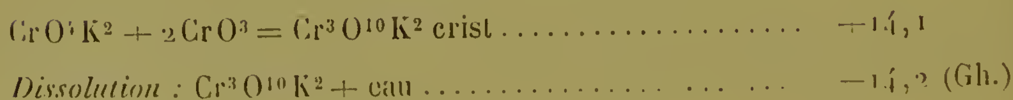
B., *A.* [6], I, 92; 1884.


Neutralisation : CrO^3 étendu + KOH étendue . . . . +13,4

Dissolution : $Cr^2O^7K^2$ + eau, à 11°,6 . . . . —17,0

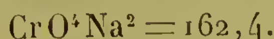
TRICHROMATE.


$$Cr^3O^{10}K^2 = 394,5.$$


$CrO^4K^2 + 2CrO^3 = Cr^3O^{10}K^2$ crist . . . . +14,1

Dissolution : $Cr^3O^{10}K^2$ + eau . . . . —14,2 (Gh.)

CHROMATE BISODIQUE.

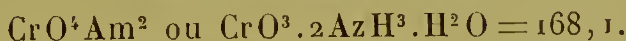

$CrO^4Na^2 = 162,4.$

Neutralisation : CrO^3 étendu + $2NaOH$ étendue
$= CrO^4Na^2$ diss. + H^2O, à 18° .... $+24,7$ (Th.)

	Cal		
Dissolution : CrO^4Na^2 + eau	+ 2,2 (B.)		
Hydrates : $CrO^4Na^2 4.H^2O$ + eau.	— 7,6 (B.)		
$CrO^4Na.10H^2O$ + eau.	—15,8 (B.)	sel fondu.	— $3^{Cal},5$

Chaleur de fusion de $CrO^4Na^2.10H^2O$: $15^{Cal},3$. (B.)

CHROMATE D'AMMONIAQUE.


CrO^4Am^2 ou $CrO^3.2AzH^3.H^2O = 168,1.$

Neutralisation : CrO^3 étendu + $2AzH^3$ étendu, à 12° .... $+22^{Cal},2$

B., *A.* [6], I, 95, 1884.

Dissolution : $CrO^3.2AzH^3.H^2O$ + eau, à 18° .... — $5^{Cal},8$

SAB., *C. R.*, CIII, 268; 1886.

BICHROMATE D'AMMONIAQUE.


Cr^2O^7Am ou $Cr^2O^6.AzH^3.H^2O = 267,1.$

Cal

$CrO^4Am^2 + CrO^3 = Cr^2O^7Am^2$ crist........................ $+11,3$

B., *A.* [6], I, 93, 1884.

Neutralisation : $2CrO^3$ étendu + AzH^3 étendue, à 12° .... $+12,0$

Dissolution : $Cr^2O^7H^2.2AzH^3$ + eau, à 13° .... $-12,4$



CHAPITRE IV.

FER.

Poids atomique : Fe = 56. Métal polyvalent.
Poids équivalent : 28.
Poids moléculaire : 112.
Chaleur spécifique moléculaire moyenne (pour Fe^2) :

PIONCHON, *A.* [6], XI, 72; 1887.

Entre 0 et 100°	12,5
Entre 0 et 650°	16,6

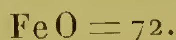
Chaleur spécifique moléculaire moyenne :

Entre 700° et 1000°	24,2
Entre 1100° et 1160°	21,2

Vers 700°, il s'opère un changement d'état qui absorbe : $-0^{Cal},59$.
Vers 1050°, il semble s'opérer un second changement d'état.

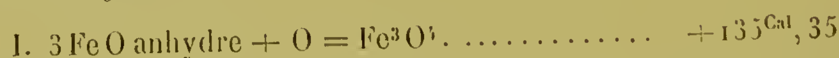
OXYDES.

OXYDE FERREUX.


$FeO = 72.$

	Cal
Fe + O = FeO anhydre	+ 65,7
Fe + O + eau = FeO hydraté	+ 68,9

Réactions mesurées :
Oxyde anhydre :

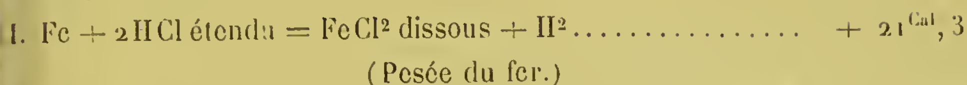

I. $3FeO$ anhydre + O = Fe^3O^4 .... $+135^{Cal},35$

Expériences de calcination dans la bombe calorimétrique (O comprimé).


II. $Fe^3 + O^4 = Fe^3O^4$ .... $+270^{Cal},7$

LE CHATELIER, *C. R.*, CXX, 623; 1895.

Oxyde hydraté :

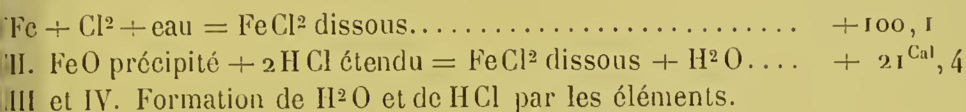


I. $Fe + 2HCl$ étendu $= FeCl^2$ dissous $+ H^2$ .... $+ 21^{Cal},3$

(Pesée du fer.)

Th. U., III, 286.

d'où

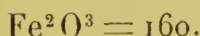


$Fe + Cl^2 +$ eau $= FeCl^2$ dissous .... $+100,1$

II. FeO précipité $+ 2HCl$ étendu $= FeCl^2$ dissous $+ H^2O$.... $+ 21^{Cal},4$

III et IV. Formation de H^2O et de HCl par les éléments.

OXYDE FERRIQUE.



$Fe^2O^3 = 160.$

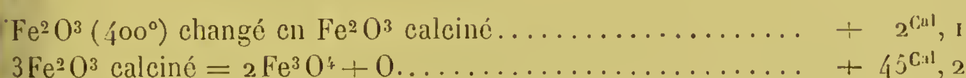
Oxyde anhydre :



$Fe^2 + O^3 = Fe^2O^3$ anhydre (400°) .... $+197^{Cal},7$ ou $+ 65^{Cal},9\times3$

$Fe^2 + O^3 = Fe^2O^3$ calciné (1000°) .... $+195^{Cal},6$ ou $+ 65^{Cal},2\times3$

Réactions mesurées :

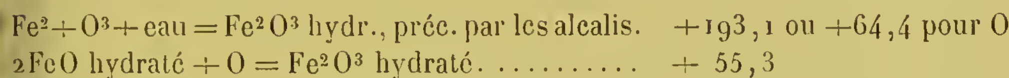


Fe^2O^3 (400°) changé en Fe^2O^3 calciné .... $+ 2^{Cal},1$

$3Fe^2O^3$ calciné $= 2Fe^3O^4 + O$ .... $+ 45^{Cal},2$

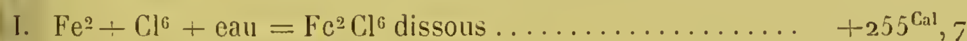
LE CHATELIER, *C. R.*, CXX, 623; 1895.

Oxyde hydraté :

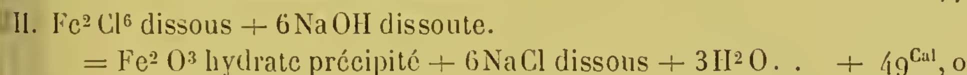


$Fe^2 + O^3 +$ eau $= Fe^2O^3$ hydr., préc. par les alcalis. $+193,1$ ou $+64,4$ pour O

$2FeO$ hydraté $+ O = Fe^2O^3$ hydraté. .... $+ 55,3$



I. $Fe^2 + Cl^6 +$ eau $= Fe^2Cl^6$ dissous .... $+255^{Cal},7$



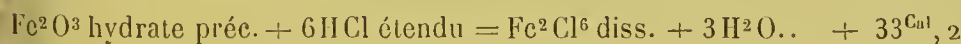
II. Fe^2Cl^6 dissous $+ 6NaOH$ dissoute.

$= Fe^2O^3$ hydraté précipité $+ 6NaCl$ dissous $+ 3H^2O$. . $+ 49^{Cal},0$

Th. U., I, 364.

Le dernier nombre diminue de $2^{Cal},0$ et davantage (B) avec la dilution, et il n'est pas prouvé que l'oxyde ainsi précipité soit exempt de sel basique.

On en conclurait (en supposant la réaction nette)



Fe^2O^3 hydraté préc. $+ 6HCl$ étendu $= Fe^2Cl^6$ diss. $+ 3H^2O$.. $+ 33^{Cal},2$

L'oxyde ferrique hydraté est susceptible d'états multiples, analogues à ceux de l'oxyde chromique.

Ces états varient par l'hydratation et par le degré de condensation polymérique. Une fois développés, plusieurs d'entre eux ne reproduisent plus les combinaisons primitives.

Il existe, entre autres, un oxyde colloïdal, obtenu par la décomposition spontanée de l'acétate ferrique, décomposition lente à froid et rapide à 100°. Cet oxyde est pseudosoluble et ne se com-

bine pas immédiatement aux acides étendus. Les sels neutres le coagulent, et l'effet thermique correspondant est insignifiant (B).

La chaleur de transformation de ces divers oxydes est inconnue. On ne connaît pas davantage la chaleur de formation de l'oxyde ferrique anhydre cristallisé; mais on peut l'assimiler à celle de l'oxyde chauffé à 1000°.

L'oxyde ferrique et les acides ne sont combinés que d'une façon incomplète dans les dissolutions des sels ferriques. L'eau intervient dans ces équilibres. Son action dépend des proportions relatives; elle est accrue par l'élévation de température; enfin elle n'est pas instantanée et croît avec le temps.

Sur la constitution des sels ferriques : azotate, chlorure, sulfate, acétate, en dissolution, *voir*

B., *A.* [4], XXX, 151, 186, 203; 1873.

Sur la dilution des sels ferriques, *voir*

Lemoine, *A.* [6], XXX, 375; 1893.

OXYDE MAGNÉTIQUE.



$Fe^3O^4 = 232.$

$Fe^3 + O^4 = Fe^3O^4$ (variété facilement attaquable par les acides)	$+270^{Cal},8$	ou $+67,7\times4$
FeO hydraté + Fe^2O^3 hydraté = Fe^3O^4	$+8^{Cal},8$	

B., *A.* [5], XXIII, 118; 1881.

Réactions mesurées :

Fe^3O^4 anh. + 8 HCl étendu = $FeCl^2$ étendu + Fe^2Cl^6 ét. + $4H^2O$.		$+46^{Cal},8$
La neutralisation de FeO par 2 HCl étendu dégageant.	$+21^{Cal},4$	$+55^{Cal},6$
Et celle de Fe^2O^3, par 3 HCl étendu, dans les mêmes conditions de température et de dilution	$+34^{Cal},2$	

on en conclut

FeO hydraté + Fe^2O^3 hydraté = Fe^3O^4 .... $+8^{Cal},8$

ACIDE FERRIQUE.



FeO^3 (?).

Non étudié.

CHLORURES DE FER.

CHLORURE FERREUX.



$FeCl^2 = 127.$

$Fe + Cl^2 = FeCl^2$ sol .... $+82^{Cal},2$ diss. $+100^{Cal},1$

Réactions mesurées :

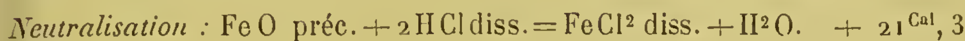
A. Action de $2KOH$ étendue sur $FeCl^2$ dissous.

B., *A.* [5], IV, 189, 1875.

B. Les actions réciproques suivantes :


{ SO^4Fe dissous + 2 HCl dissous .... — $2^{Cal},5$
{ $FeCl^2$ dissous + SO^4H^2 étendu .... + $1^{Cal},1$

Th. U., I, 418, 342, 136, 138.


Neutralisation : FeO préc. + $2HCl$ diss. = $FeCl^2$ diss. + H^2O. + $21^{Cal},3$


Dissolution : $FeCl^2$ + eau .... + $17^{Cal},9$

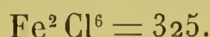
Th. U., III, 288.

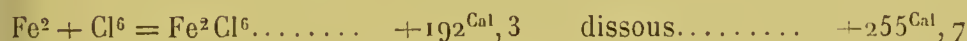

Hydrates : $FeCl^2.H^2O$ + eau .... + 9,7

Sab., *C. R.*, XCIII, 56 ; 1881.

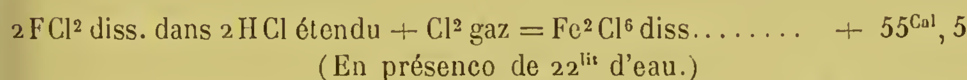

$FeCl^2.2H^2O$ + eau .... + 3,3 (Sab.)

CHLORURE FERRIQUE.


$Fe^2Cl^6 = 325$.


$Fe^2 + Cl^6 = Fe^2Cl^6$ .... $+192^{Cal},3$ dissous .... $+255^{Cal},7$

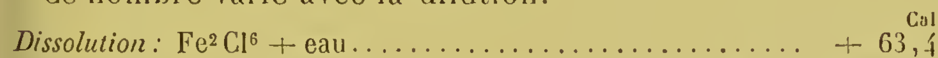
Réactions mesurées :


$2FCl^2$ diss. dans $2HCl$ étendu + Cl^2 gaz = Fe^2Cl^6 diss. .... + $55^{Cal},5$
(En présence de 22^{lit} d'eau.)

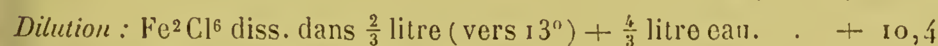
Th. U., II, 457.

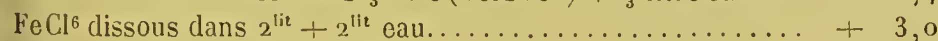

Neutralisation : Fe^2O^3 précip. + $6HCl$ diss... $+33^{Cal},2$, ou + $5,53 \times 6$

Ce nombre varie avec la dilution.


Dissolution : Fe^2Cl^6 + eau .... + $63^{Cal},4$

Sab., *C. R.*, XCIII, 56 ; 1893.


Dilution : Fe^2Cl^6 diss. dans $\frac{2}{3}$ litre (vers 13°) + $\frac{4}{3}$ litre eau. . + 10,4


$FeCl^6$ dissous dans 2^{lit} + 2^{lit} eau .... + 3,0

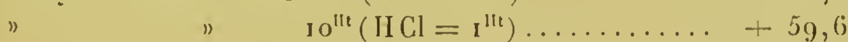

Fe^2Cl^6 dissous dans 4^{lit} + 4^{lit} eau .... + 2,0

Lemoine, *A.* [6], XXX, 373 ; 1881.


Hydrates : $Fe^2Cl^6.5H^2O$ + eau .... + 42,0

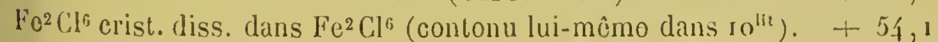

$Fe^2Cl^6.12H^2O$ + eau .... + 11,3 (Sab.)


Fe^2Cl^6 anhydre dissous dans 10^{lit} ($HCl = 2^{lit}$) .... + 62,2


» » 10^{lit} ($HCl = 1^{lit}$) .... + 59,6


» » 10^{lit} ($3HCl = 1^{lit}$) .... + 58,5

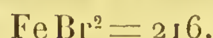

» » 10^{lit} ($6HCl = 1^{lit}$) .... + 50,0


Fe^2Cl^6 crist. diss. dans Fe^2Cl^6 (contenu lui-même dans 10^{lit}). + 54,1

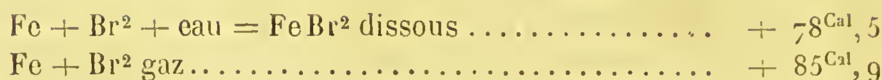
Lemoine (Mémoire cité, p. 375).

Il existe un *chlorhydrate de chlorure ferrique* défini.

BROMURE FERREUX.



$FeBr^2 = 216.$

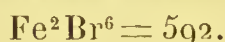


$Fe + Br^2 + \text{eau} = FeBr^2$ dissous .... $+ 78^{Cal},5$

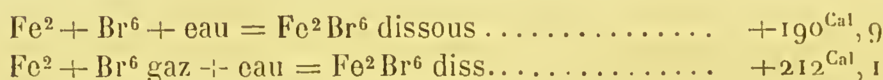
$Fe + Br^2$ gaz .... $+ 85^{Cal},9$

Cette valeur a été calculée en admettant que la chaleur de neutralisation de l'oxyde ferreux par les trois hydracides étendus, HCl, HBr, HI, est identique.

BROMURE FERRIQUE.



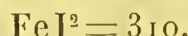
$Fe^2Br^6 = 592.$



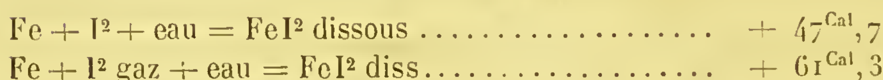
$Fe^2 + Br^6 + \text{eau} = Fe^2Br^6$ dissous .... $+190^{Cal},9$

$Fe^2 + Br^6$ gaz $+$ eau $= Fe^2Br^6$ diss. .... $+212^{Cal},1$

IODURE FERREUX.



$FeI^2 = 310.$



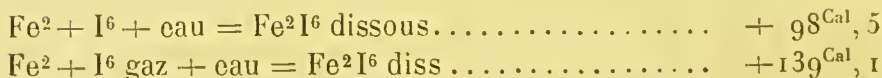
$Fe + I^2 + \text{eau} = FeI^2$ dissous .... $+ 47^{Cal},7$

$Fe + I^2$ gaz $+$ eau $= FeI^2$ diss. .... $+ 61^{Cal},3$

IODURE FERRIQUE.



$Fe^2I^6 = 874.$



$Fe^2 + I^6 + \text{eau} = Fe^2I^6$ dissous.................. $+ 98^{Cal},5$

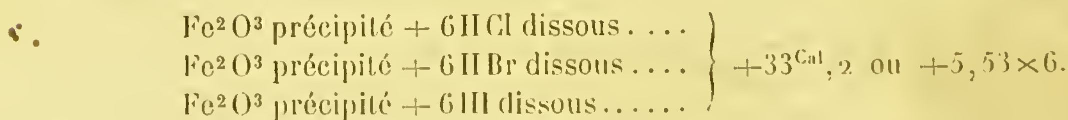
$Fe^2 + I^6$ gaz $+$ eau $= Fe^2I^6$ diss .... $+139^{Cal},1$

D'après Andrews, une molécule de chlorure, de bromure, d'iodure ferriques, en dissolvant un atome de fer, pour se changer en chlorure, bromure, iodure ferreux,

Soit $2Fe^2R^6 + Fe = 3Fe^2R^4$,

dégage la même quantité de chaleur.

Dès lors, si l'on admet que les chaleurs de neutralisation du protoxyde de fer par les trois hydracides sont les mêmes, comme nous l'avons fait plus haut, il en résultera que la même relation existe pour les sels de peroxyde de fer. On aurait ainsi :



Fe^2O^3 précipité $+ 6HCl$ dissous . . . .
Fe^2O^3 précipité $+ 6HBr$ dissous . . . .
Fe^2O^3 précipité $+ 6HI$ dissous . . . . . .
} $+33^{Cal},2$ ou $+5,53 \times 6$.

Mais ces relations devront être vérifiées plus exactement; sur-

CHAPITRE VII.

ZINC.

Poids atomique : Zn = 65. Métal bivalent.

Poids équivalent : 32,5.

Poids moléculaire : 130, d'après la chaleur spécifique; 65, d'après la densité gazeuse.

Chaleur spécifique pour 1^{gr} : 0,0956 (R.).

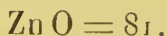
Chaleur spécifique moléculaire : calculée d'après la densité gazeuse (pour 65^{gr}) : 6,2. Ce nombre doit varier lentement avec la température.

On admet en général 12,4, le poids atomique étant supposé égal à 65.

Température de fusion : 415°.

Chaleur de fusion moléculaire (Zn^2 = 130) : 3^{Cal},64 (P.).

OXYDE DE ZINC.


$ZnO = 81.$

Oxyde anhydre :


Zn + O = ZnO anhydre, dégage........................ $+84^{Cal},8$

Combustion directe du zinc (Dulong).

Ce nombre est le même pour ZnO séché à 350°, et pour ZnO chauffé au rouge vif.

Marignac, *Arch. Sc. nat.*, XLII, 209; 1871.

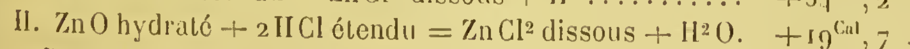
Oxyde hydraté :


Zn + O + eau = ZnO hydraté........................ +83,5

Th. U., III, 272.

Réaction mesurée :

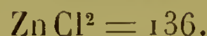

I. Zn + 2HCl étendu = $ZnCl^2$ dissous + H^2........... $+34^{Cal},2$


II. ZnO hydraté + 2HCl étendu = $ZnCl^2$ dissous + H^2O. $+19^{Cal},7$

La redissolution de ZnO hydraté, précipité d'un sel, par un excès de KOH étendue précipitante, ne dégage pas de chaleur appréciable.

B., *A.* [4], XXX, 195; 1873.

CHLORURE.



$ZnCl^2 = 136.$

Zn + Cl = ZnCl sol. . . . . +97^{Cal},4 dissous. . . . . . . +113^{Cal},0

Neutralisation : ZnO hydraté + 2HCl diss. = $ZnCl^2$ diss. + H^2O. + 19^{Cal},7

d'après la réaction de 2KOH dissoute sur le chlorure dissous.

B., *A.* [5], IV, 189; 1875.

Dissolution : $ZnCl^2$ + eau . . . . +15,6 (Th.)

$ZnCl^2$ + alcool. . . . . + 9,8

PICK., *J. B. für* 1888; 322.

Oxychlorures.

ANDRÉ, *A.* [6], III, 94; 1884.



$ZnCl^2.4ZnO.11H^2O.$

$ZnCl^2$ dissous + ZnO hydraté + 11 H^2O liquide. . . . . — 2,2

$ZnCl^2$ anhydre. . . . . — 17,8

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 8HCl étendu. — 76,6

$ZnCl^2.3ZnO.5H^2O.$

$ZnCl^2$ dissous + ZnO hydraté + 5H^2O liquide. . . . . + 0,6

$ZnCl^2$ anhydre. . . . . — 16,2

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 6HCl étendu. — 60,7

$ZnCl^2.5ZnO.8H^2O.$

$ZnCl^2$ dissous + ZnO hydraté + 8H^2O liquide. 2,9

$ZnCl^2$ anhydre. . . . . + 18,5

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 10HCl étendu. — 95,6

$ZnCl^2.8ZnO.10H^2O.$

$ZnCl^2$ dissous + ZnO hydraté + 10H^2O liquide. . . . . + 1,6

$ZnCl^2$ anhydre. . . . . + 17,2

Réaction mesurée :

	Cal
Le composé dissous dans 16HCl étendu	+ 147,6

Chlorures ammoniacaux :

$ZnCl^2 + 2AzH^3 = ZnCl^2.2AzH^3$	+ 44,2
$ZnCl^2 + 4AzH^3 = ZnCl^2.4AzH^3$	+ 68,0
$ZnCl^2 + 6AzH^3 = ZnCl^2.6AzH^3$	+ 90,0

ISAMBERT, *C. R.*, LXXXVI, 968; 1878.

$ZnCl^2$ anhydre + $5AzH^3$ gaz + H^2O liq. = $ZnCl^2.5AzH^3.H^2O$.	+ 74,9

ANDRÉ, *A.* [6], III, 86, 101.

Réaction mesurée :

Le composé + 5HCl étendu	+ 46,9
$2ZnCl^2 + 4AzH^3 + \frac{1}{2}H^2O$ liq. = $2ZnCl^2.4AzH^3.\frac{1}{2}H^2O$	+ 88,7

Réaction mesurée :

$2ZnCl^2.4AzH^3.\frac{1}{2}H^2O$ + 4HCl étendu	+ 27,5

Chlorure double :

$3ZnCl^2 + 6AzH^4Cl + H^2O$ liq. = $3ZnCl^2.6AzH^4Cl.H^2O$ liq..	+ 16,7

Réactions mesurées :

Dissolution de ce composé	+ 6,5

ANDRÉ, *A.*, 6, III, 83; 1884.

BROMURE DE ZINC.

$ZnBr^2 = 225.$

			Cal
Zn + Br^2 liquide = $ZnBr^2$ anhydre..	+76^{Cal},0	dissous ..	+ 91,4
Zn + Br^2 gaz = $ZnBr^2$ anhydre.....	+83^{Cal},4	dissous ..	+ 98,8

Dissolution : $ZnBr^2$ + eau .... + 15,0 (T.)

Neutralisation : 2HBr étendu et 2HI étendu dégagent, avec ZnO, la même quantité de chaleur que 2HCl étendu; (d'après la réaction du sulfate Zn dissous sur $BaCl^2$, $BaBr^2$, BaI^2 dissous).

Th. U., III, 283.

OXYBROMURES.

$ZnBr^2.4ZnO.13H^2O.$

	Cal
$ZnBr^2$ dissous + 4ZnO + $13H^2O$ liq. = $ZnBr^2.4ZnO.13H^2O$.	+ 1,2
$ZnBr^2$ anhydre + 4ZnO + $13H^2O$ liq	+ 16,2

Réaction mesurée :

Dissolution dans 8HBr étendu	+ 77,6

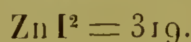
Combinaisons ammoniacales :

	Cal
$ZnBr^2 + 5AzH^3 = ZnBr^2.5AzH^3$	+ 83,6
D'après la réaction du composé sur 5 HBr étendu...........	+ 37,6
$3ZnBr^2 + 6AzH^3 + H^2O$ liq. $= 3ZnBr^2.6AzH^3.H^2O$........	+ 136,3

Sel double :

$ZnBr^2 + 2AzH^4Br + H^2O$ liq. $= ZnBr^2.2AzH^4Br.H^2$	+ 6,1
D'après la dissolution, qui dégage........................	+ 0,9

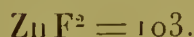
IODURE DE ZINC.


$ZnI^2 = 319.$

			Cal
Zn + I^2 solide = ZnI^2 anhydre.......	+49^Cal,3	dissous.	+ 60,6
Zn + I^2 gaz = ZnI^2 anhydre	+62^Cal,9	dissous.	+ 74,2

Dissolution : ZnI^2 + eau.................................. + 11,3 (Th.)

FLUORURE.


$ZnF^2 = 103.$

Zn + F^2 + eau = ZnF^2 dissous..............................	+ 14^Cal,0
Neutralisation : 2 HF dissous + ZnO = ZnF^2 dissous + H^2O..	+ 24^Cal,9

d'après la réaction :

2 AgF dissous + $ZnCl^2$ dissous = 2 AgCl + ZnF^2 diss.......	+ 31,8

PETT.

SULFURE.


$ZnS = 97.$

Zn + S = ZnS précipité................................	+ 43^Cal,0
Neutralisation : H^2S dissous + ZnO précipité....	+ 19^Cal,2

B., *A.* [5], IV, 187; 1875.

D'après la réaction de H^2S diss. sur $(C^2H^3O^2)Zn$ diss. ; ce qui dégage..	+ 3^Cal,1
Tout d'abord; puis + 0,5 : en tout......................	+ 3^Cal,6

Il paraît exister un sulfhydrate de sulfure soluble : $ZnS.H^2S$, aisément dissociable.

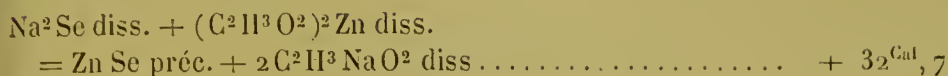
SÉLÉNIURE.


$ZnSe = 144.$

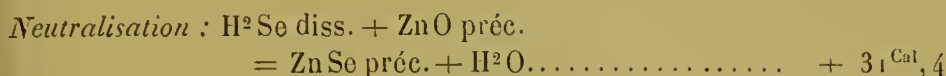
Zn + Se mét. = ZnSe précipité............................	+ 30^Cal,3
Zn + Se mét. = ZnSe cristallisé..........................	+ 29^Cal,6

FABRE, *A.* [6], X, 532, 1887.

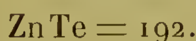
Réaction mesurée :


Na^2Se diss. + $(C^2H^3O^2)^2Zn$ diss.
= Zn Se préc. + $2C^2H^3NaO^2$ diss . . . . + $32^{Cal},7$

d'où


Neutralisation : H^2Se diss. + ZnO préc.
= ZnSe préc. + H^2O . . . . + $31^{Cal},4$

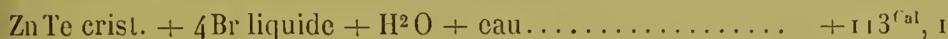
TELLURURE.


ZnTe = 192.

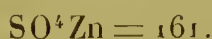

Te crist. + Zn = Zn Fe crist. . . . . + $31^{Cal},0$

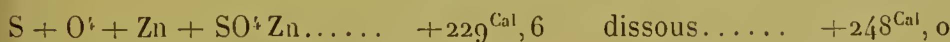
FABRE, *A.* [6], XIV, 117; 1888.

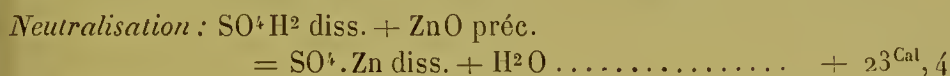
Réaction mesurée :

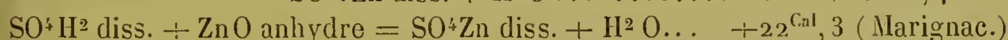

ZnTe crist. + 4Br liquide + H^2O + eau . . . . + $113^{Cal},1$

SULFATE.


SO^4Zn = 161.


S + O^4 + Zn + SO^4Zn . . . . . . + $229^{Cal},6$ dissous . . . . . . + $248^{Cal},0$


Neutralisation : SO^4H^2 diss. + ZnO préc.
= SO^4.Zn diss. + H^2O . . . . + $23^{Cal},4$


SO^4H^2 diss. + ZnO anhydre = SO^4Zn diss. + H^2O . . . + $22^{Cal},3$ (Marignac.)

Le second nombre a été mesuré directement;
Le premier est déduit de la réaction inverse:


SO^4Zn diss. + 2KOH étendue = SO^4K^2 diss. + ZnO précipité. + 7,9

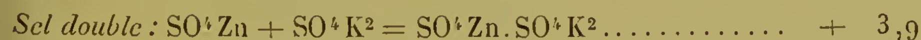
La pureté de l'oxyde précipité dans ce dernier cas n'est pas certaine.

Th. U., I, 341 et 346; B., *A.* [5], IV, 189; 1875.


Dissolution : SO^4Zn + eau . . . . + 18,4 (Th.)


Hydrate : $SO^4Zn.7H^2O$ + eau . . . . — 4,3


Sel acide : SO^4Zn dissous + SO^4H^2 dissous . . . . — 1,05 (Th.)


Sel double : SO^4Zn + SO^4K^2 = $SO^4Zn.SO^4K^2$ . . . . + 3,9

D'après la dissolution comparée du sel double et de ses composants,


$SO^4Zn.SO^4K^2$ + eau . . . . + 7,9 (Th.)

Hydrate :


$SO^4Zn.SO^4K^2.6H^2O$ + eau . . . . — 11,9

L'action réciproque des deux sulfates dissous est négligeable.

HYPOSULFATE.



$SO^6Zn = 225.$

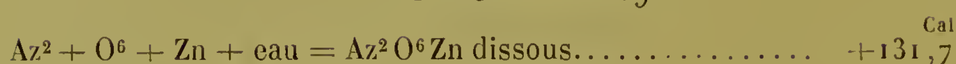


$S^2O^6Zn.6H^2O$ + eau .... + $2^{Cal},4$ (Th.)

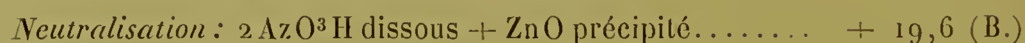
AZOTATE.



$Az^2O^6Zn = 189.$



$Az^2 + O^6 + Zn$ + eau = Az^2O^6Zn dissous .... $+131^{Cal},7$

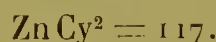


Neutralisation : $2AzO^3H$ dissous + ZnO précipité .... + 19,6 (B.)



Dissolution : $Az^2O^6Zn.6H^2O$ + eau .... — 5,8 (Th.)

CYANURE.



$ZnCy^2 = 117.$

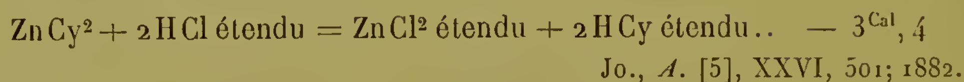


$Zn + C^2 + Az^2 = ZnC^2Az^2$ précip .... — $27^{Cal},9$



$Zn + Cy^2 = ZnCy^2$ précipité .... + $56^{Cal},0$

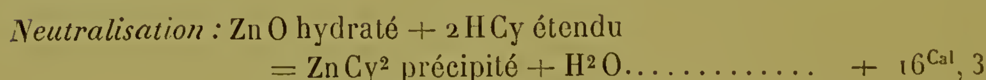
Réaction mesurée :



$ZnCy^2 + 2HCl$ étendu = $ZnCl^2$ étendu + $2HCy$ étendu .. — $3^{Cal},4$

Jo., *A.* [5], XXVI, 501; 1882.

D'où :



Neutralisation : ZnO hydraté + 2HCy étendu
= $ZnCy^2$ précipité + H^2O .... + $16^{Cal},3$

CARBONATE.



$CO^3Zn = 125.$



$C + O^2 + Zn = CO^3Zn$ précipité .... + $194^{Cal},2$

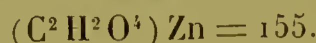


Neutralisation : CO^2 dissous + ZnO hydraté .... + $11^{Cal},0$

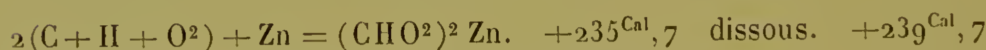
Réaction mesurée : Expériences de double décomposition avec les bicarbonates alcalins. Les carbonates bibasiques précipitent un hydrocarbonate basique.

B., [5], IV, 171; 1875.

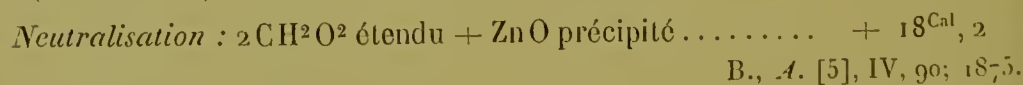
FORMIATE.



$(C^2H^2O^4)Zn = 155.$



$2(C + H + O^2) + Zn = (CHO^2)^2Zn.$ $+235^{Cal},7$ dissous. $+239^{Cal},7$

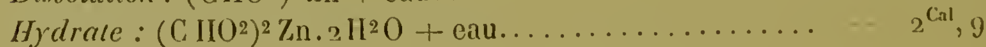


Neutralisation : $2CH^2O^2$ étendu + ZnO précipité .... + $18^{Cal},2$

B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

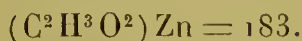


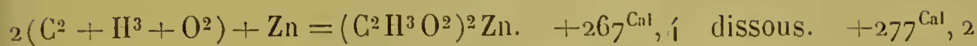
Dissolution : $(CHO^2)^2Zn$ + eau .... + $4^{Cal},0$

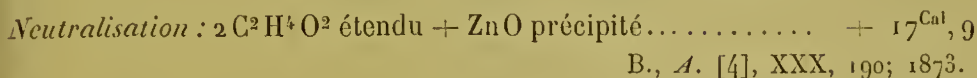


Hydrate : $(CHO^2)^2Zn.2H^2O$ + eau .... $2^{Cal},9$

ACÉTATE.


$(C^2H^3O^2)Zn = 183.$


$2(C^2 + H^3 + O^2) + Zn = (C^2H^3O^2)^2Zn.$ $+267^{Cal},4$ dissous. $+277^{Cal},2$


Neutralisation : $2C^2H^4O^2$ étendu + ZnO précipité........... $+17^{Cal},9$

B., *A.* [4], XXX, 190; 1873.

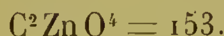
Ce nombre a été obtenu en décomposant le sel dissous par la potasse dissoute, en présence de $1100H^2O$.

Avec une liqueur cinq fois aussi concentrée, on a : $+15^{Cal},9$; le sel dégageant de la chaleur par la dilution.



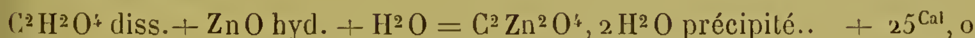
		Cal
Dissolution : $(C^2H^3O^2)^2Zn$ + eau.........................	+	9,8 (B.)
Hydrates : $(C^2H^3O^2)^2Zn.H^2O$ + eau......................	+	7,0
$(C^2H^3O^2)^2Zn.2H^2O$ + eau.............................	+	4,2

OXALATE.

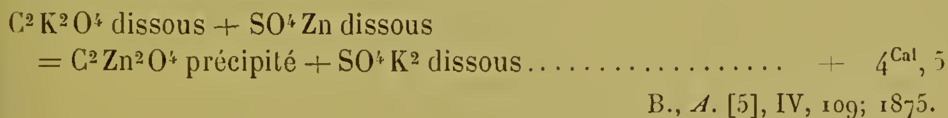

$C^2ZnO^4 = 153.$


$C^2 + Zn^2 + O^4 = C^2Zn^2O^4$ précipité......................... $+234^{Cal},8$

Neutralisation :


$C^2H^2O^4$ diss. + ZnO hyd. + $H^2O = C^2Zn^2O^4, 2H^2O$ précipité.. $+25^{Cal},0$

Réaction mesurée :


$C^2K^2O^4$ dissous + SO^4Zn dissous

$= C^2Zn^2O^4$ précipité + SO^4K^2 dissous.................. $+4^{Cal},5$

B., *A.* [5], IV, 109; 1875.



CHAPITRE VIII.

CADMIUM.

Poids atomique : Cd = 112. Métal bivalent.

Poids équivalent : 56.

Poids moléculaire, d'après la densité gazeuse : 112.

» d'après la chaleur spécifique solide : 224.

Chaleur spécifique, pour 1gr : 0,0567 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, d'après la densité gazeuse : 6,2.

Chaleur spécifique moléculaire, d'après le poids atomique doublé (224) : 12,4.

Chaleur de fusion moléculaire (pour le poids 224) : $3^{Cal},04$ (Person).

Température de fusion : +320°.

OXYDE DE CADMIUM.

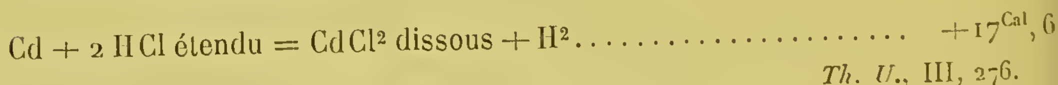


$CdO = 128.$



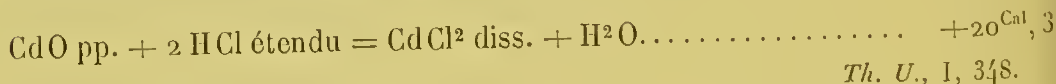
$Cd + O +$ eau $= CdO$ hydraté .... $+66^{Cal},3$

Réactions mesurées :



$Cd + 2\,HCl$ étendu $= CdCl^2$ dissous $+ H^2$ .... $+17^{Cal},6$

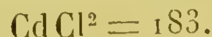
Th. U., III, 276.



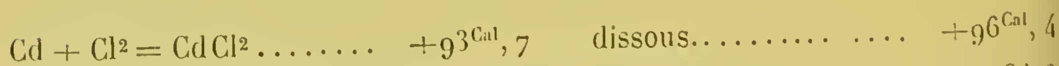
CdO pp. $+ 2\,HCl$ étendu $= CdCl^2$ diss. $+ H^2O$ .... $+20^{Cal},3$

Th. U., I, 348.

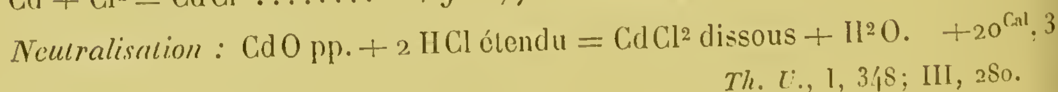
CHLORURE DE CADMIUM.



$CdCl^2 = 183.$



$Cd + Cl^2 = CdCl^2$ .... $+93^{Cal},7$ dissous.......... .... $+96^{Cal},4$



Neutralisation : CdO pp. $+ 2\,HCl$ étendu $= CdCl^2$ dissous $+ H^2O$. $+20^{Cal},3$

Th. U., I, 348; III, 280.

Réactions mesurées :

Précipitation du sulfate dissous par 2 KOH dissoute et par $BaCl^2$ dissous.

Dissolution : $CdCl^2$ + eau .... + $3^{Cal},3$
Hydrates : $CdCl^2.H^2O$ + eau .... + $0^{Cal},6$
$CdCl^2.2H^2O$ + eau .... — $2^{Cal},3$

Pick., *J. B. für* 1887; 239.

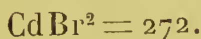
Chlorhydrate :

$CdCl^2$ + 2 HCl gaz + 7 H^2O liq. + $CdCl^2.2HCl.7H^2O$ crist. + $40^{Cal},2$
Dissolution : $CdCl^2.2HCl.7H^2O$ + eau .... — $2^{Cal},3$

B., *A.* [5], XXIII, 87; 1881.

Les dissolutions étendues du chlorure de cadmium et des chlorures alcalins ou terreux se mélangent avec des effets thermiques insignifiants. (Varet.)

BROMURE.


$CdBr^2 = 272.$

$Cd + Br^2$ liq. = CdBr sol ... $+76^{Cal},5$ dissous ..... $+ 76^{Cal},1$
$Cd + Br^2$ gaz = $CdBr^2$ sol .. $+80^{Cal},2$ dissous ..... $+ 79^{Cal},8$

Neutralisation : CdO pp. + 2 HBr ét. = $CdBr^2$ diss. + H^2O. + $21^{Cal},6$

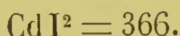
Th. U., III, 280.

Réaction mesurée :

Précipitation de $CdBr^2$ dissous par 2 NaOH dissoute.

Dissolution : $CdBr^2$ + eau .... + $0^{Cal},44$
Hydrates : $CdBr^2.4H^2O$ + eau .... + $7^{Cal},3$ (Pick.)

IODURE.


$CdI^2 = 366.$

$Cd + I^2$ sol. = CdI^2 crist. .. $+48^{Cal},9$ dissous ..... $+ 47^{Cal},9$
$Cd + I^2$ gaz = CdI^2 crist. ... $+62^{Cal},5$ dissous ..... $+ 61^{Cal},5$

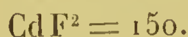
Neutralisation : CdO pp. + 2 HI étendu = CdI diss. + H^2O. + $24^{Cal},2$
Dissolution : CdI^2 + eau .... — $1^{Cal},0$

Th. U., III, 280.

Réaction mesurée :

Précipitation du sel dissous par 2 NaOH dissoute.

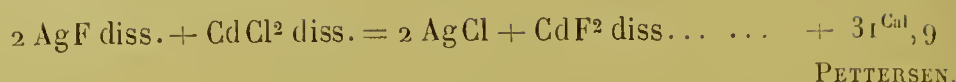
FLUORURE.


$CdF^2 = 150.$

$Cd + F^2$ + eau = CdF^2 dissous .... $+123^{Cal},5$

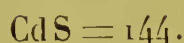
Neutralisation : CdO + 2 HF dissous .... + $25^{Cal},6$

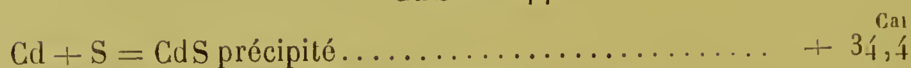
Réaction mesurée :

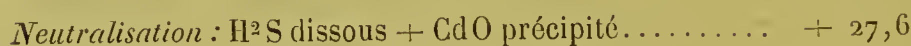

$2\,AgF$ diss. + $CdCl^2$ diss. = $2\,AgCl + CdF^2$ diss. . . . . . . + $31^{Cal},9$

PETTERSEN.

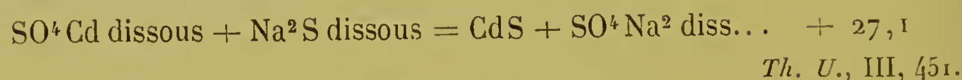
SULFURE.


$CdS = 144$.


$Cd + S = CdS$ précipité . . . . + $34^{Cal},4$

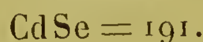

Neutralisation : H^2S dissous + CdO précipité . . . . + 27,6

Réaction mesurée :

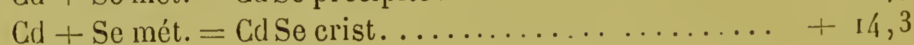

SO^4Cd dissous + Na^2S dissous = $CdS + SO^4Na^2$ diss. . . + 27,1

Th. U., III, 451.

SÉLÉNIURE.


$CdSe = 191$.

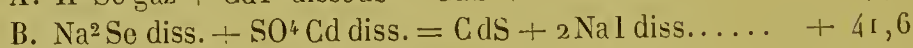

$Cd + Se$ mét. = $CdSe$ précipité . . . . + $23^{Cal},7$


$Cd + Se$ mét. = $CdSe$ crist. . . . . + 14,3


Neutralisation : H^2Se diss. + $CdO = CdSe$ pp. + H^2O. . + 42,0

Réactions mesurées :


A. H^2Se gaz + CdI^2 dissous = $CdS + 2\,HI$ diss. . . . . + 27,1


B. Na^2Se diss. + SO^4Cd diss. = $CdS + 2\,NaI$ diss. . . . . . + 41,6


C. $CdSe$ crist. + eau + $8\,Br$ dégage . . . . +100,0

FABRE, *A.* [6], X, 535; 1883.

TELLURURE.


$TeCd = 239$.


$Te + Cd = TeCd$ crist . . . . + $16^{Cal},6$

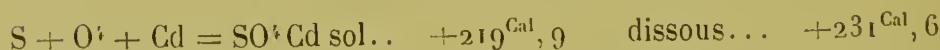
Réaction mesurée :

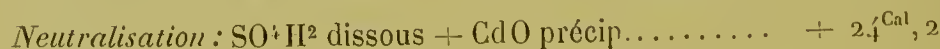

$TeCd + 2\,Br^2$ + eau . . . . +$114^{Cal},2$

FABRE, *A.* [6], XIV, 117; 1888

SULFATE.


$SO^4Cd = 208$.


$S + O^4 + Cd = SO^4Cd$ sol. . +$219^{Cal},9$ dissous. . . +$231^{Cal},6$


Neutralisation : SO^4H^2 dissous + CdO précip . . . . + $24^{Cal},2$

Réaction mesurée :

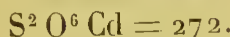
Précipitation de SO^4Cd diss. par 2 KOH dissoute.

Th. U., I, 342.

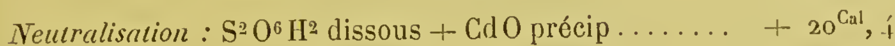
	Cal
Dissolution : SO^4Cd^2 + eau	+ 10,7
Hydrates : $SO^4Cd^2.H^2O$ + eau	+ 6,0
$SO^4Cd^2.\frac{8}{3}H^2O$ + eau	+ 2,7

Th. U., III, 284.

HYPOSULFATE.


$S^2O^6Cd = 272.$


$S^2 + O^6 + Cd$ + eau = S^2O^6Cd dissous .... $+294^{Cal},7$


Neutralisation : $S^2O^6H^2$ dissous + CdO précip .... $+ 20^{Cal},4$

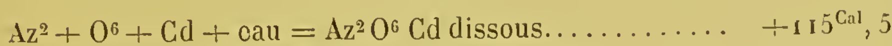
Réaction mesurée :

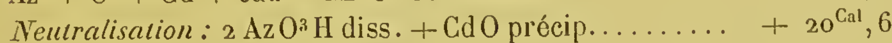
Précipitation du sulfate Cd dissous par l'hyposulfate Ba dissous.

Th. U., I, 353.

AZOTATE.


$Az^2O^6Cd = 236.$


$Az^2 + O^6 + Cd$ + eau = Az^2O^6Cd dissous .... $+115^{Cal},5$

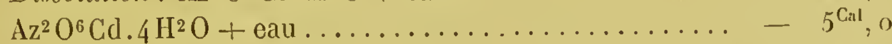

Neutralisation : 2 AzO^3H diss. + CdO précip .... $+ 20^{Cal},6$

Réaction mesurée :

Précipitation de Az^2O^6Cd dissous par $BaCl^2$ dissous.

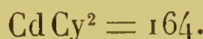
Th. U., I, 351.


Dissolution : $Az^2O^6Cd.H^2O$ + eau .... $+ 4^{Cal},2$

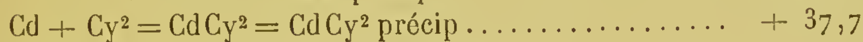

$Az^2O^6Cd.4H^2O$ + eau .... $- 5^{Cal},0$

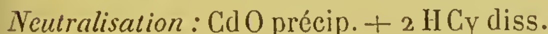
Th. U., III, 284.

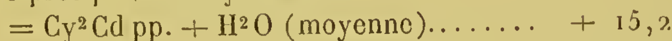
CYANURE.


$CdCy^2 = 164.$

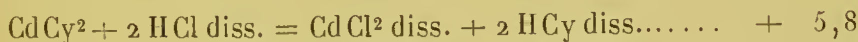

$Cd + C^2 + Az^2 = CdC^2Az^2$ précip .... $-$ 35,2 (Cal)


$Cd + Cy^2 = CdCy^2 = CdCy^2$ précip .... + 37,7


Neutralisation : CdO précip. + 2 HCy diss.


$= Cy^2Cd$ pp. + H^2O (moyenne) .... + 15,2

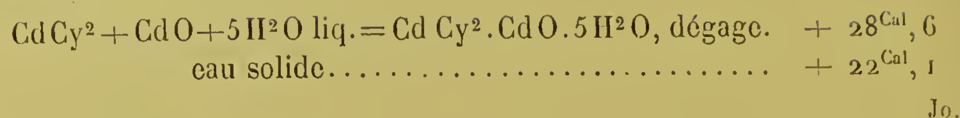
Réactions mesurées :


$CdCy^2$ + 2 HCl diss. = $CdCl^2$ diss. + 2 HCy diss .... + 5,8


$CdCy^2 + SO^4H^2$ diss. = SO^4Cd diss. + 2 HCy diss .... + 8,3

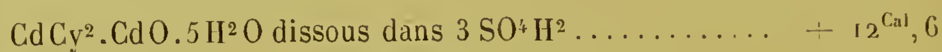
Jo., *A.* [5], XXVI, 507; 1882.

Oxycyanure :

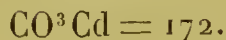

$CdCy^2 + CdO + 5H^2O$ liq. $= CdCy^2 . CdO . 5H^2O$, dégage. $+ 28^{Cal},6$
eau solide .... $+ 22^{Cal},1$

Jo.

Réaction mesurée :


$CdCy^2 . CdO . 5H^2O$ dissous dans $3 SO^4H^2$ .... $+ 12^{Cal},6$

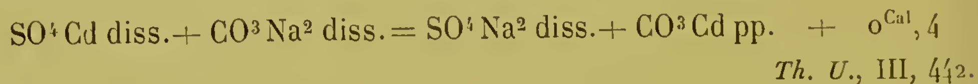
CARBONATE.


$CO^3Cd = 172.$


$C + O^3 + Cd = CO^3Cd$ précip .... $+ 179^{Cal},9$


Neutralisation : CO^2 dissous $+ CdO$ précip .... $+ 13^{Cal},7$

Réaction mesurée :


SO^4Cd diss. $+ CO^3Na^2$ diss. $= SO^4Na^2$ diss. $+ CO^3Cd$ pp. $+ 0^{Cal},4$

Th. U., III, 442.



CHAPITRE IX.

CUIVRE.

Poids atomique : Cu = 63,3. Bivalent.
Poids équivalent : 31,6.
Poids moléculaire : 126,6.
Chaleur spécifique moléculaire (Dulong) :

Vers 0°.............. 11,8   Vers 100°............ $12^{Cal},6$

Température de fusion : +1054° (Violle).

Oxydes.

OXYDE CUIVREUX.

142,6.

		Cal
$Cu^2 + O = Cu^2O$		+43,8
$Cu^2O + O = 2CuO$	Dulong	+35,0
	Andrews	+36,2
	Moyenne	+35,6

D'après les mesures directes de la suroxydation de l'oxyde cuivreux.

La chaleur de formation du protoxyde obtenu par voie humide serait $+40^{Cal},8$, d'après Thomsen (*Th. U.*, III, 320); mais elle a été déterminée par des réactions peu correctes.

B., *A.* [5], XX, 514; 1880.

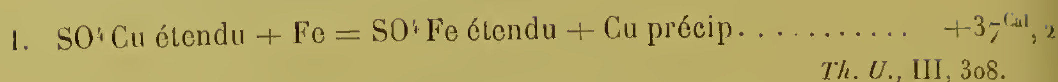
OXYDE CUIVRIQUE.

CuO = 79,3.

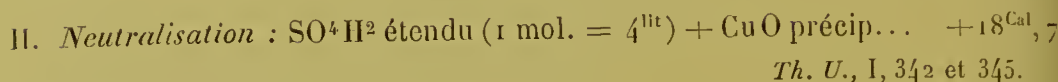
	Cal
Cu + O = CuO anhydre, obtenu à basse température.....	+37,7
CuO anhydre, obtenu à basse température, dégage, en se transformant en CuO calciné	+ 2,0
Cu + O = CuO calciné..........	+39,7

Jo., *C. R.*, CII, 1161; 1886.

Réactions mesurées :

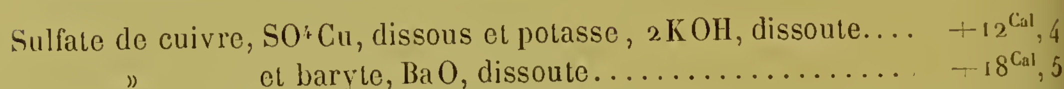

I. SO^4Cu étendu + Fe = SO^4Fe étendu + Cu précip. . . . . $+37^{Cal},2$

Th. U., III, 308.


II. *Neutralisation :* SO^4H^2 étendu (1 mol. = 4^{lit}) + CuO précip. . . $+18^{Cal},7$

Th. U., I, 342 et 345.

D'après les valeurs suivantes :


Sulfate de cuivre, SO^4Cu, dissous et potasse, 2KOH, dissoute. . . . $+12^{Cal},4$

» et baryte, BaO, dissoute. $+18^{Cal},5$

D'après Thomsen, l'oxyde de cuivre hydraté, obtenu par précipitation, dégagerait la même quantité de chaleur que l'oxyde anhydre préparé à basse température, en s'unissant à l'acide sulfurique étendu.

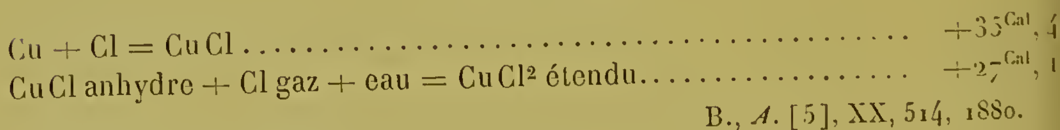
Th. U., I, 345.

Au contraire, d'après Joannis (*C. R.*, CII, 1164), l'oxyde hydraté dégagerait moins de chaleur, en s'unissant aux acides, que l'oxyde anhydre, préparé à basse température : la différence s'élevant jusqu'au quatorzième de la valeur totale pour un oxyde qui renferme 6,9 centièmes d'eau. L'eau retenue par l'hydrate varie d'ailleurs suivant le mode de dessiccation.

En raison de cette divergence, la chaleur de formation de l'oxyde cuivrique est à reprendre ; mais l'écart ne dépasserait pas 1^{Cal}.

CHLORURE CUIVREUX.


CuCl = 98,3.

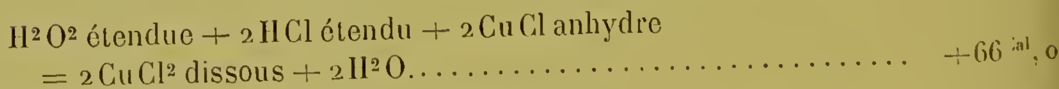

Cu + Cl = CuCl . . . . $+35^{Cal},4$

CuCl anhydre + Cl gaz + eau = $CuCl^2$ étendu. . . . . $+27^{Cal},1$

B., *A.* [5], XX, 514, 1880.

Réaction mesurée :

Réaction de l'eau oxygénée sur le chlorure cuivreux.


H^2O^2 étendue + 2HCl étendu + 2CuCl anhydre

= $2CuCl^2$ dissous + $2H^2O$. . . . . $+66^{Cal},0$

Neutralisation : Le calcul donne


Cu^2O + 2HCl étendu = 2CuCl pp. + H^2O. . . . . $+17,2$

Dissolution : La chaleur de dissolution de CuCl dans HCl, plus ou moins étendu, varie de $-0,4$ à $-4,75$, suivant la dilution ; ce qui indique sans doute la formation d'un chlorhydrate, dissociable par l'action de l'eau additionnelle.

B., *A.* [5], XX, 505 ; 1880.

Dissolution de $CuCl$ dans une liqueur renfermant $CuCl^2$ (2^{lit}) en excès :


$CuCl + n(CuCl^2 + 220H^2O)$ .... $-4^{Cal},3$

CHLORURE CUIVREUX ET OXYDE DE CARBONE.

CO dissous dans une solution chlorhydrique de $nCuCl$, formée elle-même suivant les proportions ($CuCl + 3,6HCl + 26,3H^2O$), dégage, en formant un composé dissous .... $+11^{Cal},4$

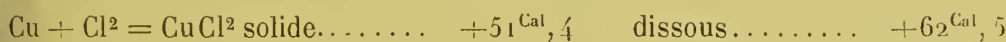
HAMMERL, *C. R.*, LXXXIX, 97, 1879.

Le composé $Cu^2Cl^2.CO.2H^2O$, se séparant à l'état cristallisé, on obtient .... $+14^{Cal},8$

La dissolution de ce composé dans la liqueur, absorberait donc .. $-3^{Cal},4$

CHLORURE CUIVRIQUE.


$CuCl^2 = 134,3.$

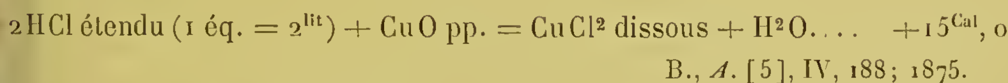

$Cu + Cl^2 = CuCl^2$ solide .... $+51^{Cal},4$ dissous .... $+62^{Cal},5$

Réactions mesurées :

I. Formation de CuO hydraté.

II, III. Neutralisation. Dissolution.

Neutralisation :


$2HCl$ étendu (1 éq. = 2^{lit}) + CuO pp. = $CuCl^2$ dissous + H^2O.... $+15^{Cal},0$

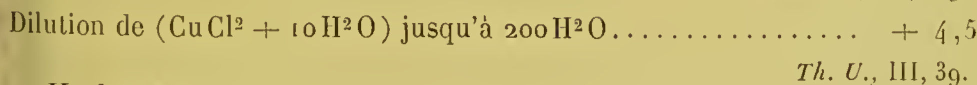
B., *A.* [5], IV, 188; 1875.


Idem. Pour une dilution double .... $+15,2$

Dissolution :


$CuCl^2$ + eau .... $+11,1$

Th. U., III, 319.


Dilution de ($CuCl^2 + 10H^2O$) jusqu'à $200H^2O$ .... $+4,5$

Th. U., III, 39.

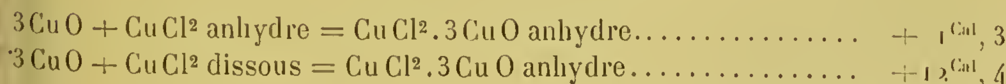
Hydrate :


$CuCl^2.2H^2O$ + eau .... $+4,2$

Th. U., III, 319.

Oxychlorure cuivrique.


$CuCl^2.3CuO = 272,2.$


$3CuO + CuCl^2$ anhydre = $CuCl^2.3CuO$ anhydre .... $+1^{Cal},3$

$3CuO + CuCl^2$ dissous = $CuCl^2.3CuO$ anhydre .... $+12^{Cal},4$

B., *A.* [5], XXIII, 566, 1881.

Réactions mesurées :

	Cal
A. $CuCl^2.3CuO + 6HCl$ étendu $= 4CuCl^2$ étendu $+ 3H^2O$....	+54,8
B. L'union de l'oxyde avec le chlorure dissous, étant calculée d'après l'action de $2KOH$ dissoute sur l'oxychlorure, dégagerait..	+12,1

Hydrate (atakamite) : $3CuO.CuCl^2.4H^2O$.

$CuCl^2 + 3CuO + 4H^2O$ liq. $= CuCl^2.3CuO.4H^2O$...........	+23^Cal,0
$CuCl^2 + CuO + 4H^2O$ solide..............................	+17,2

Réaction mesurée :

$3CuO.CuCl^2.4H^2O + 6HCl$ étendu........................	+33,0

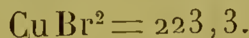
Le mélange d'une solution étendue de $CuCl^2$ avec une solution étendue de chlorure de potassium, de baryum, ou de calcium, ne produit que des dégagements de chaleur très faibles.

BROMURE CUIVREUX.


$CuBr = 143,3$.

Chaleur de formation inconnue.

BROMURE CUIVRIQUE.


$CuBr^2 = 223,3$.

$Cu + Br^2$ liquide $= CuBr^2$ sol.....	+32^Cal,7	dissous....	+40^Cal,9
$Cu + Br^2$ gaz $= CuBr^2$ sol.....	+40^Cal,1	»	+48^Cal,3

Réactions mesurées : On admet pour faire ce calcul que l'oxyde de cuivre précipité, CuO, dégage avec $2HBr$ la même quantité de chaleur qu'avec $2HCl$; ce qui est évalué d'après la réaction comparée du sulfate de cuivre sur les chlorure et bromure de baryum.

Th. U., III, 283.

Dissolution :

$CuBr^2 +$ eau..	+ 8,2 (Th.)

Hydrate :

$CuBr^2.4H^2O +$ eau à 7°5..................................	— 1,5

SAB., *C. R.*, CXVIII, 981; 1894.

IODURE CUIVREUX.


$CuI = 190,3$.

$Cu + I = CuI$ solide..	+16^Cal,9
$Cu + I$ gaz $= CuI$ solide..................................	+23^Cal,7

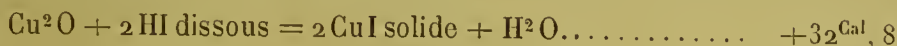
B., *A.* [5], XX, 519; 1880.

Réactions mesurées :

A et B. Réactions du sulfate cuivrique et du chlorure cuivrique sur un mélange d'iodure de potassium et d'acide sulfureux.

Si l'on n'ajoute pas d'acide sulfureux, il se forme d'abord un composé intermédiaire.

Neutralisation : Le calcul donne


$Cu^2O + 2HI$ dissous $= 2CuI$ solide $+ H^2O$ .... $+32^{Cal},8$

IODURE CUIVRIQUE.

Ce corps n'existe qu'à l'état de sels doubles.

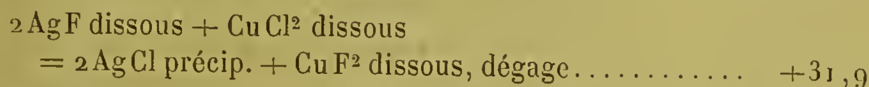
FLUORURE CUIVRIQUE.


$CuF^2 = 101,3.$

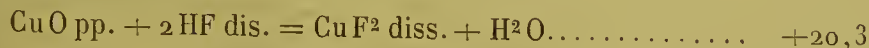

$Cu + F^2 +$ eau $= CuF^2$ dissous .... $+89^{Cal},6$

PETT., *Z. ph. Ch.*, IV, 3.

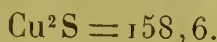
Réaction mesurée :


$2AgF$ dissous $+ CuCl^2$ dissous
$= 2AgCl$ précip. $+ CuF^2$ dissous, dégage .... $+31,9$

Neutralisation :


CuO pp. $+ 2HF$ dis. $= CuF^2$ diss. $+ H^2O$ .... $+20,3$

SULFURE CUIVREUX.


$Cu^2S = 158,6.$


$Cu^2 + S = Cu^2S$ .... $+20^{Cal},3$

Th. U., III, 453.

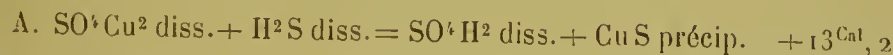
Ce résultat devra être repris, le calcul ayant été fait avec des données peu correctes.

SULFURE CUIVRIQUE.


$CuS = 95,3.$


$Cu + S = CuS$ précipité .... $+10^{Cal},1$

Réactions mesurées :


A. SO^4Cu^2 diss. $+ H^2S$ diss. $= SO^4H^2$ diss. $+ CuS$ précip. $+13^{Cal},2$

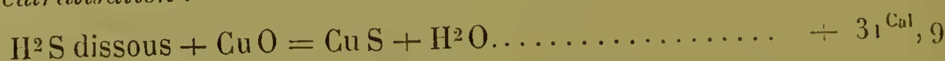
B., *A.* [5], IV, 188, 1875.

B. — II.

B. Le précipité, obtenu avec le sulfate de cuivre et le sulfure de sodium dissous (lequel est, en réalité, un mélange de sulfhydrate et d'hydrate d'oxyde, *voir* p. 62), est constitué par un mélange du sulfure intermédiaire, Cu^4S^3, avec du soufre libre, S. Cependant la chaleur de formation de ce mélange est sensiblement la même que celle du sulfure obtenu avec H^2S dissous.

Th. U., III, 454.

Neutralisation :

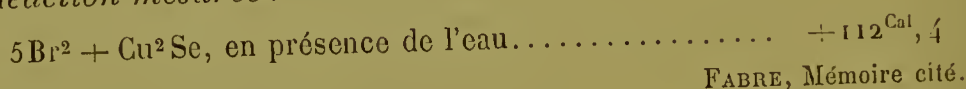

H^2S dissous + CuO = CuS + H^2O .... + $31^{Cal},9$

SÉLÉNIURE CUIVREUX.


$Cu^2Se = 205,6.$


Cu^2 + Se = Cu^2Se crist .... + $8^{Cal},0$

Réaction mesurée :


$5Br^2 + Cu^2Se$, en présence de l'eau .... + $112^{Cal},4$

FABRE, Mémoire cité.

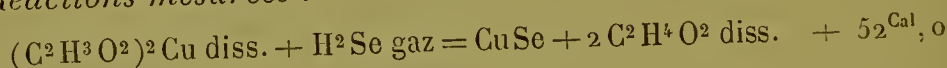
SÉLÉNIURE CUIVRIQUE.


$CuSe = 142,3.$


Se mét. + Cu = SeCu précip .... + $17^{Cal},3$

FAB., *A.* [6], X, 537; 1887.

Réactions mesurées :


$(C^2H^3O^2)^2Cu$ diss. + H^2Se gaz = CuSe + $2C^2H^4O^2$ diss. + $52^{Cal},0$

Neutralisation :


H^2Se dissous + CuO précip. = CuSe précip. + H^2O ... + $64^{Cal},4$

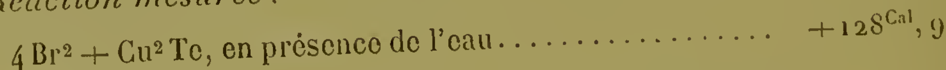
TELLURURE CUIVREUX.


$Cu^2Te = 253,6.$

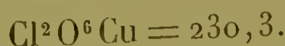

Cu^2 + Te crist. = Cu^2Te .... + $8^{Cal},2$

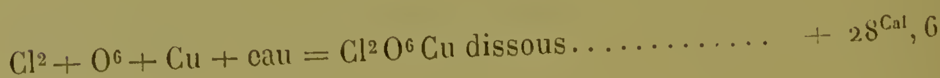
FAB., *A.* [6], XIV, 118; 1888.

Réaction mesurée :


$4Br^2 + Cu^2Te$, en présence de l'eau .... + $128^{Cal},9$

CHLORATE DE CUIVRE.


$Cl^2O^6Cu = 230,3.$


$Cl^2 + O^6$ + Cu + eau = Cl^2O^6Cu dissous .... + $28^{Cal},6$

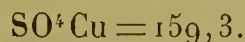
Réaction mesurée :

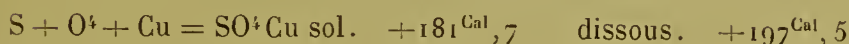
Décomposition du chlorate de baryte dissous par le sulfate de cuivre dissous.

Neutralisation :


$2ClO^3H$ dissous + CuO précip .... $+15^{Cal},9$ (Th.)

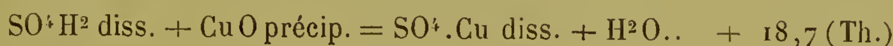
SULFATE DE CUIVRE.


$SO^4Cu = 159,3.$


$S + O^4 + Cu = SO^4Cu$ sol. $+181^{Cal},7$ dissous. $+197^{Cal},5$

Réactions mesurées, voir p. 318.

Neutralisation :


SO^4H^2 diss. + CuO précip. = $SO^4.Cu$ diss. + H^2O.. + 18,7 (Th.)

Dissolution :


SO^4Cu + eau.................................. + 15,8 (Th.)

$SO^4Cu.H^2O$ + eau.............................. + 9,2

$SO^4Cu.5H^2O$ + eau............................ + 1,7

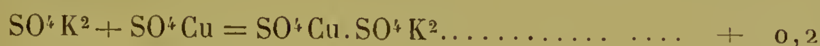
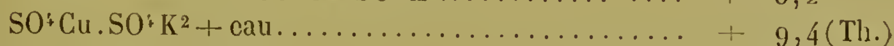
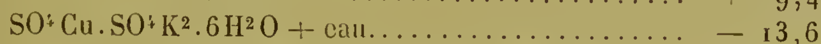
Hydrates :


$SO^4Cu.H^2O$ + eau .... — 2,75

Sel acide :


SO^4Cu dissous + SO^4H^2 dissous.................. — 0,8 (Th.)

Sels doubles :

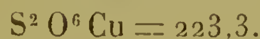

$SO^4K^2 + SO^4Cu = SO^4Cu.SO^4K^2$................. + 0,2

$SO^4Cu.SO^4K^2$ + eau............................ + 9,4 (Th.)

$SO^4Cu.SO^4K^2.6H^2O$ + eau...................... — 13,6

Action réciproque des deux sulfates dissous........ négligeable.


$SO^4Cu.SO^4Am^2.6H^2O$ + eau .... — 10,6 (F.)

Action réciproque des deux sulfates dissous........ négligeable.

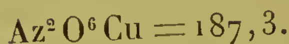
HYPOSULFATE.


$S^2O^6Cu = 223,3.$

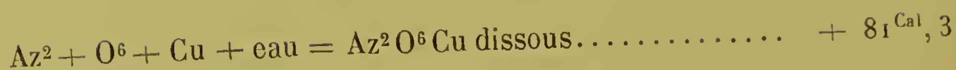
Dissolution :


$S^2O^6Cu.5H^2O$ + eau .... — 4,9 (Th.)

AZOTATE.

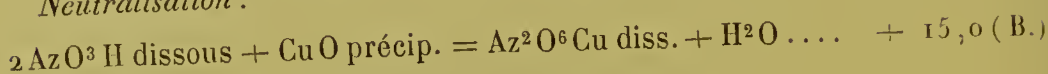


$Az^2O^6Cu = 187,3.$



$Az^2 + O^6 + Cu$ + eau = Az^2O^6Cu dissous .... $+ 81^{Cal},3$

Neutralisation :

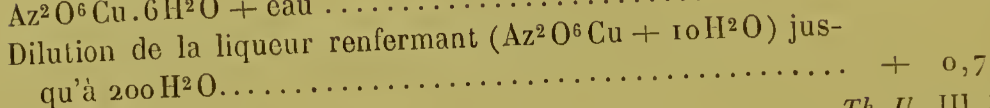


$2\,AzO^3H$ dissous + CuO précip. = Az^2O^6Cu diss. + H^2O .... $+ 15,0$ (B.)

Dissolution :



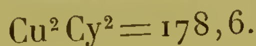
$Az^2O^6Cu.6H^2O$ + eau .... $-10,7$ (Th.)



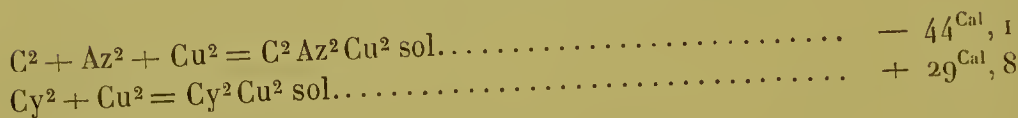
Dilution de la liqueur renfermant ($Az^2O^6Cu + 10H^2O$) jusqu'à $200H^2O$ .... $+ 0,7$

Th. U., III, 37.

CYANURE CUIVREUX.



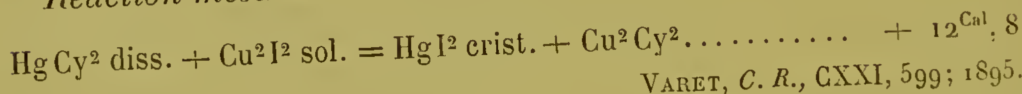
$Cu^2Cy^2 = 178,6.$



$C^2 + Az^2 + Cu^2 = C^2Az^2Cu^2$ sol. .... $-44^{Cal},1$

$Cy^2 + Cu^2 = Cy^2Cu^2$ sol. .... $+ 29^{Cal},8$

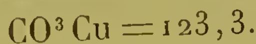
Réaction mesurée :



$HgCy^2$ diss. + Cu^2I^2 sol. = HgI^2 crist. + Cu^2Cy^2 .... $+ 12^{Cal},8$

VARET, *C. R.*, CXXI, 599; 1895.

CARBONATE DE CUIVRE.

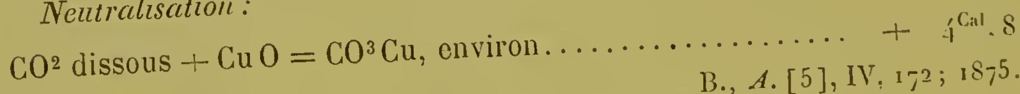


$CO^3Cu = 123,3.$



$C + O^3 + Cu = CO^3Cu$ précip. .... $+ 142^{Cal},8$

Neutralisation :

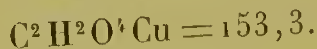


CO^2 dissous + $CuO = CO^3Cu$, environ .... $+ 4^{Cal},8$

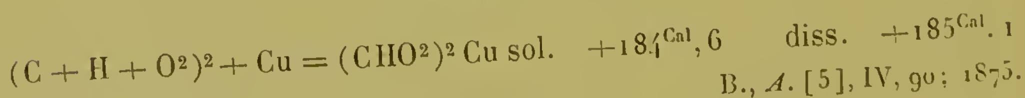
B., *A.* [5], IV, 172; 1875.

Ce sel, préparé par précipitation, n'a qu'une existence de courte durée; il se décompose rapidement, avec formation d'acide carbonique et d'un hydrocarbonate basique.

FORMIATE DE CUIVRE.



$C^2H^2O^4Cu = 153,3.$



$(C + H + O^2)^2 + Cu = (CHO^2)^2Cu$ sol. $+ 184^{Cal},6$ diss. $+ 185^{Cal},1$

B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

Neutralisation :



$2\,CH^2O^2$ dilué $+$ CuO .... $+\ 13^{Cal},2$

Dissolution :



$(CHO^2)^2Cu$ $+$ eau .... $+\ 0^{Cal},5$

Hydrate :



$(CHO^2)^2Cu.4H^2O$ $+$ eau .... $-\ 7^{Cal},8$

ACÉTATE DE CUIVRE.

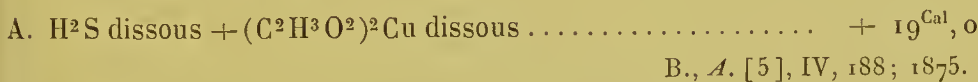


$C^4H^6O^4Cu = 181,3.$



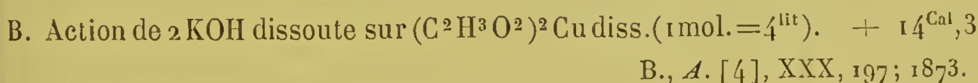
$(C^2 + H^3 + O^2)^2 + Cu = (C^2H^3O^2)^2Cu.$ $+213^{Cal},9$ dissous. $+216^{Cal},3$

Réactions mesurées :



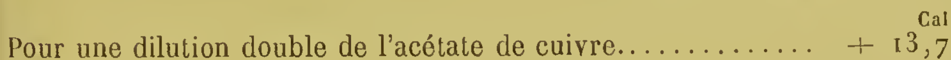
A. H^2S dissous $+ (C^2H^3O^2)^2Cu$ dissous .... $+\ 19^{Cal},0$

B., *A.* [5], IV, 188; 1875.



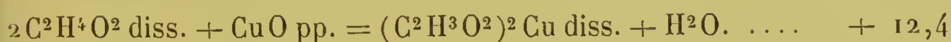
B. Action de $2\,KOH$ dissoute sur $(C^2H^3O^2)^2Cu$ diss. (1 mol. $= 4^{lit}$). $+\ 14^{Cal},3$

B., *A.* [4], XXX, 197; 1873.



Pour une dilution double de l'acétate de cuivre.............. $+\ 13^{Cal},7$

Neutralisation :



$2\,C^2H^4O^2$ diss. $+$ CuO pp. $= (C^2H^3O^2)^2Cu$ diss. $+ H^2O$. .... $+\ 12,4$

Dissolution :



$(C^2H^3O^2)^2Cu$ $+$ eau .... $+\ 2,4$ (B.)

Hydrate :



$(C^2H^3O^2)^2Cu.H^2O$ $+$ eau .... $+\ 0,8$ (B.)



CINQUIÈME DIVISION.

MÉTAUX DE LA SÉRIE ALUMINIQUE.

CHAPITRE UNIQUE.

ALUMINIUM ET CONGÉNÈRES.

Aluminium.

Poids atomique : Al = 27. Métal trivalent ou hexavalent.
Poids équivalent : 13,5.
Poids moléculaire : 54.
Chaleur spécifique moléculaire (pour 54^{gr}).

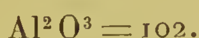
A 0°	10,8
A 550° solide	15,6
A 650° fondu	16,8

Température de fusion : +625°.
Chaleur de fusion moléculaire : $4^{Cal},3$.

Ce chiffre comprend l'absorption de chaleur voisine du point réel de fusion, lequel est précédé par une désagrégation spéciale.

Pionchon, *C. R.*, CXV, 162; 1892.

OXYDE.



$Al^2O^3 = 102.$



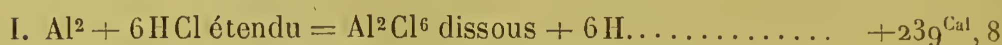
$Al^2 + O^3$ + eau = Al^2O^3 hydratée .... $+393^{Cal},0$

L'alumine hydratée existe sous des états multiples, analogues à ceux de l'oxyde ferrique ; leur chaleur de transformation n'est pas connue.

On ignore également la valeur thermique relative à l'alumine anhydre, qui présente différents états.

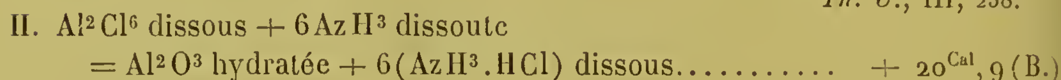
L'hydrate d'alumine se sépare spontanément de son acétate, à l'état colloïdal et pseudosoluble, comme l'oxyde ferrique.

Réactions mesurées :

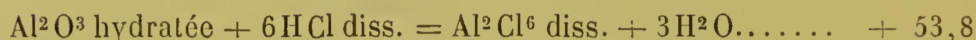

I. $Al^2 + 6HCl$ étendu $= Al^2Cl^6$ dissous $+ 6H$ .... $+239^{Cal},8$

L'aluminium a été pesé. Le calcul de l'état final n'est pas tout à fait correct.

Th. U., III, 238.


II. Al^2Cl^6 dissous $+ 6AzH^3$ dissoute
$= Al^2O^3$ hydratée $+ 6(AzH^3.HCl)$ dissous .... $+ 20^{Cal},9$ (B.)

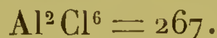
D'où

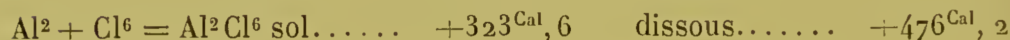

Al^2O^3 hydratée $+ 6HCl$ diss. $= Al^2Cl^6$ diss. $+ 3H^2O$ .... $+ 53,8$

La précipitation de l'alun par la potasse, employée par Thomsen pour déterminer la chaleur de formation de l'alumine, ne fournit pas d'alumine pure, mais un sel basique.

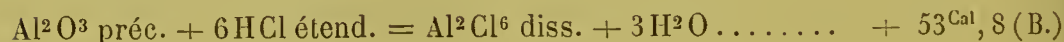
YOUNG, *J. B. für* 1887; 246.

CHLORURE D'ALUMINIUM.


$Al^2Cl^6 = 267.$


$Al^2 + Cl^6 = Al^2Cl^6$ sol...... $+323^{Cal},6$ dissous....... $+476^{Cal},2$

Neutralisation :

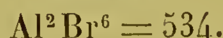

Al^2O^3 préc. $+ 6HCl$ étend. $= Al^2Cl^6$ diss. $+ 3H^2O$ .... $+ 53^{Cal},8$ (B.)

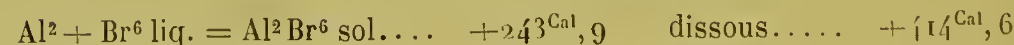
Dissolution :

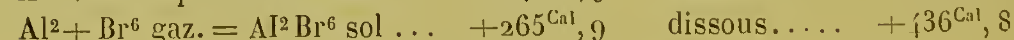

$Al^2Cl^6 +$ eau, vers 9° .... $+152^{Cal},6$

B., *A.* [5], XV, 194; 1878.

BROMURE.


$Al^2Br^6 = 534.$


$Al^2 + Br^6$ liq. $= Al^2Br^6$ sol.... $+243^{Cal},9$ dissous..... $+414^{Cal},6$

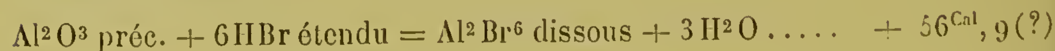

$Al^2 + Br^6$ gaz. $= Al^2Br^6$ sol ... $+265^{Cal},9$ dissous..... $+436^{Cal},8$

Réaction mesurée :


Al^2Br^6 dis. $+ 6AzH^3$ ét. $= Al^2O^3$ préc. $+ 6(AzH^3.HBr)$ diss. $+ 18^{Cal},0$

D'où l'on calculerait :

Neutralisation :


Al^2O^3 préc. $+ 6HBr$ étendu $= Al^2Br^6$ dissous $+ 3H^2O$ ..... $+ 56^{Cal},9$ (?)

Ce nombre est probablement le même que pour 6HCl, c'est-à-dire + 53,8 ; le bromure d'aluminium étant difficile à obtenir tout à fait pur.

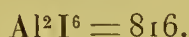
Dissolution :



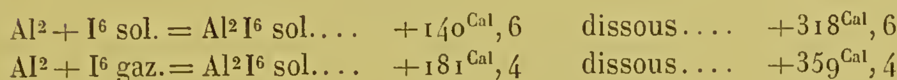
Al^2Br^6 + eau .... $+170^{Cal},6$

B., Mémoire cité, 196.

IODURE.



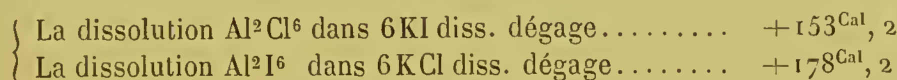
$Al^2I^6 = 816.$



$Al^2 + I^6$ sol. = Al^2I^6 sol.... $+140^{Cal},6$ dissous.... $+318^{Cal},6$

$Al^2 + I^6$ gaz. = Al^2I^6 sol.... $+181^{Cal},4$ dissous.... $+359^{Cal},4$

Réactions mesurées :

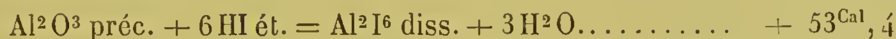


La dissolution Al^2Cl^6 dans 6KI diss. dégage .... $+153^{Cal},2$

La dissolution Al^2I^6 dans 6KCl diss. dégage .... $+178^{Cal},2$

D'où l'on conclut que la différence entre les chaleurs de neutralisation de l'alumine par les acides chlorhydrique et iodhydrique serait égale à + 0,4; différence qui peut être regardée comme nulle, en raison de la grandeur des chiffres dont elle est déduite.

Neutralisation :



Al^2O^3 préc. + 6HI ét. = Al^2I^6 diss. + $3H^2O$ .... $+ 53^{Cal},4$

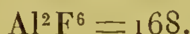
Dissolution :



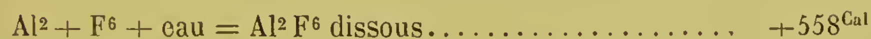
Al^2I^6 + eau .... $+178^{Cal},0$

B., Mémoire cité, 198.

FLUORURE.

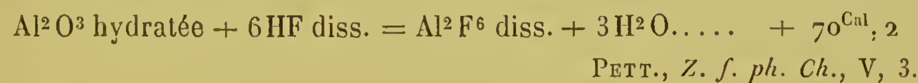


$Al^2F^6 = 168.$



$Al^2 + F^6$ + eau = Al^2F^6 dissous .... $+558^{Cal}$

Neutralisation :



Al^2O^3 hydratée + 6HF diss. = Al^2F^6 diss. + $3H^2O$..... $+ 70^{Cal},2$

PETT., *Z. f. ph. Ch.*, V, 3.

Fluorhydrates.



Al^2F^6 dissous + 2HF dissous .... $+ 1^{Cal},85$

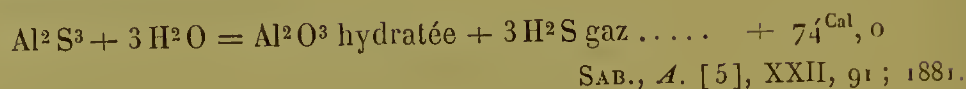
Al^2F^6 dissous + 6HF dissous .... $+ 2^{Cal},8$

SULFURE D'ALUMINIUM.


$Al^2S^3 = 150.$

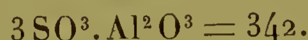

$Al^2 + S^3 = Al^2S^3$ sol.......................... $+126^{Cal},4$

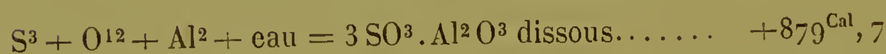
Réaction mesurée :


$Al^2S^3 + 3H^2O = Al^2O^3$ hydratée $+ 3H^2S$ gaz ..... $+ 74^{Cal},0$

SAB., *A.* [5], XXII, 91 ; 1881.

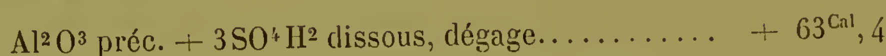
SULFATE.


$3SO^3.Al^2O^3 = 342.$


$S^3 + O^{12} + Al^2 +$ eau $= 3SO^3.Al^2O^3$ dissous....... $+879^{Cal},7$

Neutralisation :

On admet que


Al^2O^3 préc. $+ 3SO^4H^2$ dissous, dégage............ $+ 63^{Cal},4$

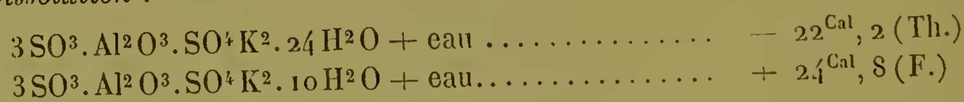
D'après la réaction de $6KOH$ dissous sur le sulfate d'alumine; valeur qui n'est qu'approchée (*voir* p. 328).

Dissolution. — Hydrates :

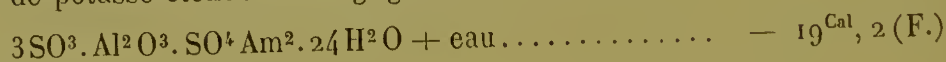

$3SO^3.Al^2O^3.6H^2O$.......................... $+ 56^{Cal},0$ (F.)
$3SO^3.Al^2O^3.18H^2O$.......................... $+ 8^{Cal},2$ (F.)

Aluns.

Dissolution :


$3SO^3.Al^2O^3.SO^4K^2.24H^2O +$ eau .... $- 22^{Cal},2$ (Th.)
$3SO^3.Al^2O^3.SO^4K^2.10H^2O +$ eau................ $+ 24^{Cal},8$ (F.)

L'action du sulfate d'alumine étendu sur le sulfate de potasse étendu est négligeable.


$3SO^3.Al^2O^3.SO^4Am^2.24H^2O +$ eau.............. $- 19^{Cal},2$ (F.)

Glucinium.

Poids atomique : $Be = 13,6$ (métal supposé bivalent), ou $Be' = 9,1$ (métal supposé trivalent).

Poids moléculaire : 27,2, ou 18,2.

Chaleur spécifique moléculaire ($Be^2 = 27^{gr},2$).

	Cal
A 0°	10,2
A 100°	12,8
A 400°	16,8

HUMPRIDGE, *J. B. für* 1886; 44.

On aurait, en rapportant le calcul à $Be'^2 = 18^{gr},2$:

A 0°	6,8
A 400°	11,0

Chaleur d'oxydation : inconnue.

Neutralisation :

D'après la précipitation fractionnée du sulfate de glucine par K OH dissoute, on aurait, en rapportant les calculs à l'oxyde :

Th. U., I, 362.

Be.			Cal		Be'.		Cal
BeO préc.	$+\frac{1}{3}$	SO^4H^2 diss.	+ 6,4	ou Be'^2O^3 préc.	+	SO^4H^2 diss.	+19,1
»	$+\frac{1}{2}$	»	+ 9,4	»	$+1\frac{1}{2}$	»	+28,1
»	$+\frac{2}{3}$	»	+12,0	»	+ 2	»	+36,9
»	+ 1	»	+16,1	»	+ 3	»	+48,3

Mais il est probable que l'action de la potasse précipite des sels basiques, surtout dans les premiers cas : ce qui rend ces calculs incorrects. On aurait de même, et sous toute réserve :

	Cal		Cal	
BeO préc. + 2HCl diss.	+13,6	ou Be'^2O^3 préc. + 6HCl diss.	+40,8	(Th.)
BeO préc. + 2HF diss.	+19,7	Be'^2O^3 préc. + 6HFl diss.	+59,1	(Pett.)

Dissolution :

$SO^4Be.4H^2O$	+ 1,1
ou	
$(SO^4)^3Be'^2.12H^2O$ + eau	+ 3,3

Th. U., III, 190.

Gallium.

Poids atomique : Ga = 70. Métal trivalent.

Poids moléculaire : 140.

Chaleur spécifique moléculaire, solide : 11,0; liquide : 11,8.

B., *A.* [5], XI, 244; 1877.

Chaleur de fusion moléculaire : $2^{Cal},7$.

Cérium.

Poids atomique : Ce = 141,5.
Poids moléculaire : 283.
Chaleur spécifique moléculaire : 12,2 (Hillebrand).

Lanthane.

Poids atomique : La = 138.
Poids moléculaire : 276.
Chaleur spécifique moléculaire : 12,4 (Hillebrand).

Didyme.

Poids atomique : Di = 142,1.
Poids moléculaire : 284,2.
Chaleur spécifique moléculaire : 13,0 (Hillebrand).

Neutralisation des hydrates des bases de ce groupe par les acides étendus.	$+3SO^4H^2$.	$+6HCl$.
	Cal	Cal
La^2O^3	3.27,4	3.25,0
Ce^2O^3	3.26,0	3.24,2
Di^2O^3	3.25,7	3.24,0
Y^2O^3	3.25,1	3.23,6
$Er^2O^3 + 6C^2H^4O^2$ étendu	3.18,3	»

Th. U., I, 373.

Les premiers de ces nombres l'emportent sur la chaleur de neutralisation de l'alumine par les mêmes acides. Ils sont déduits d'expériences de précipitation, exécutées sur les dissolutions des sulfates de ces bases, $(SO^4)^3M^2$, d'une part par la baryte dissoute, d'autre part par le chlorure de baryum dissous. Mais la formule réelle des précipités obtenus exigerait toute une discussion ; car il est peu probable que l'on obtienne ainsi des oxydes purs.

Dissolution :

$(SO^4)^3Y^2.8H^2O$ + eau	+10,7
$(SO^4)^3Di^2.9H^2O$ + eau	+ 6,3
$(SO^4)^3Ce^2.4,5H^2O$ + eau	+16,1
$(C^2H^3O^2)^6Er.8H^2O$ + eau	+ 1,2

Th.

SIXIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

URANIUM.

Poids atomique : U = 240.

Poids moléculaire ; 480.

Oxyde.

$UO^3 = 288$ ou $UO^2.O$: oxyde d'uranyle.

Chaleur de formation : inconnue.

Neutralisation :

	Cal
$O^3.H^2O + 2HCl$ (1 mol. = 2^{lit})........	+8,4
$O^3.H^2O + 2HBr$ (1 mol. = 2^{lit})........	+8,8
$O^3.H^2O + 2AzO^3H$ (1 mol. = 2^{lit})........	+8,4
$O^3.H^2O + SO^4H^2$ (1 mol. = 4^{lit})........	+9,5
$O^3.H^2O + C^2H^4O^2$ (1 mol. = 2^{lit})........	+7,5

ALOY, *C. R.*, CXXII, 1541 ; 1896.

Sels d'uranyle :

Dissolution dans 1000 à 2500 H^2O, vers 18°.

	gr	Cal
Azotate : $(AzO^3)^2UO^2.3H^2O$........	450	−3,7
ulfate : $(SO^4)UO^2.3H^2O$........	422	+5,1
Chlorure : $UO^2Cl^2.H^2O$........	361	+6,05
Chromate : $CrO^4.UO^2.5\frac{1}{2}H^2O$........	487	−6,3
Acétate : $(C^2H^3O^2)^2UO^2.2H^2O$........	426	−4,3
Chlorure double : $UO^2.Cl^2.2KCl.2H^2O$........	528	+2,0
Acétate double : $(C^2H^3O^2)^2UO^2.C^2H^3AmO^2.6H^2O$......	575	−3,8

SEPTIÈME DIVISION.

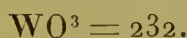
CHAPITRE UNIQUE.

TUNGSTÈNE ET MOLYBDÈNE.

Tungstène.

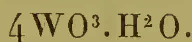
Poids atomique : W = 184. Bivalent.
Chaleur d'oxydation : inconnue.

ACIDE TUNGSTIQUE.



$WO^3 = 232.$

ACIDE MÉTATUNGSTIQUE.



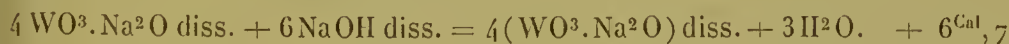
$4WO^3.H^2O.$

PÉCHARD, *C. R.*, CVIII, 1168; 1889.

Neutralisation :

		Cal
$4WO^3H^2.O$ dissous	+ 2KOH dissoute, à 14°	+28,1
»	+ 2NaOH dissoute	+28,5
»	+ SrO dissoute	+29,5
»	+ BaO dissoute	+30,8

L'acide métatungstique, $4WO^3.H^2O$, mis en présence d'un excès de NaOH (c'est-à-dire avec 8NaOH) dissoute, se change en *tungstate neutre*, $4(WO^3.Na^2O)$, en dégageant $+35^{Cal},2$. Un nouvel excès de base ne produit rien. Donc



$4WO^3.Na^2O$ diss. + 6NaOH diss. = $4(WO^3.Na^2O)$ diss. + $3H^2O$. $+6^{Cal},7$

De même,



$4WO^3.BaO$ diss. + 3BaO diss. = $4(WO^3.BaO)$ préc. crist....... $+8^{Cal},2$

Molybdène.

Poids atomique : Mo = 96. Bivalent.
Chaleur d'oxydation : inconnue.

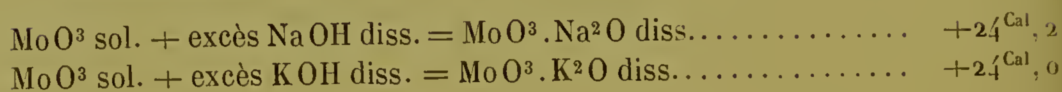
ACIDE MOLYBDIQUE.



$MoO^3 = 144$.

PÉCHARD, *A.* [6], XXVIII, 560; 1893.

Neutralisation :



MoO^3 sol. + excès NaOH diss. = $MoO^3.Na^2O$ diss. . . . . +24^Cal^,2

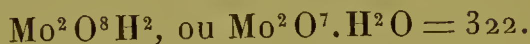
MoO^3 sol. + excès KOH diss. = $MoO^3.K^2O$ diss. . . . . +24^Cal^,0

Sel acide :

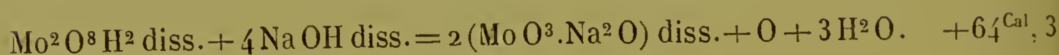


$2MoO^3.Na^2O$ diss. + NaOH dissoute. . . . . +13^Cal^,2

ACIDE PERMOLYBDIQUE.

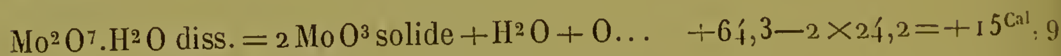


$Mo^2O^8H^2$, ou $Mo^2O^7.H^2O = 322$.



$Mo^2O^8H^2$ diss. + 4 NaOH diss. = 2 ($MoO^3.Na^2O$) diss. + O + 3 H^2O. +64^Cal^,3

d'où



$Mo^2O^7.H^2O$ diss. = 2 MoO^3 solide + H^2O + O. . . +64,3 — 2 × 24,2 = +15^Cal^,9

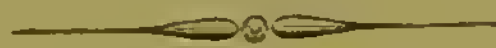
L'acide permolybdique dissous est donc formé avec une absorption de —15^Cal^,9, à partir de l'acide molybdique solide.

Neutralisation :



$Mo^2O^8H^2$ diss. + 2 NaOH dissoute. . . . . +22^Cal^,4

$Mo^2O^8H^2$ diss. + 2 KOH dissoute. . . . . +22^Cal^,2



HUITIÈME DIVISION.

CHAPITRE I.

PLOMB.

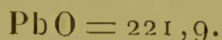
Poids atomique : Pb = 206,9. Métal bivalent.
Poids équivalent : 103,4.
Poids moléculaire : 413,8.
Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, solide (Bède) :

A 0°	11,8
A 300°	16,6

Chaleur spécifique moléculaire, liquide, moyenne (350°-450°) : 16,6 (P.).
Température de fusion : + 326°.
Chaleur de fusion moléculaire (pour $413^{gr},8$) : $2^{Cal},22$ (P.).

Oxydes.

PROTOXYDE DE PLOMB.


$PbO = 221,9.$


Pb + O = PbO .... $+50^{Cal},8$

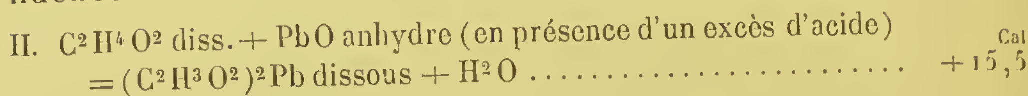
Réactions mesurées :


I. Acétate Pb diss. + Zn = Acétate Zn diss. + Pb.... +34,95

Th. U., III, 329.

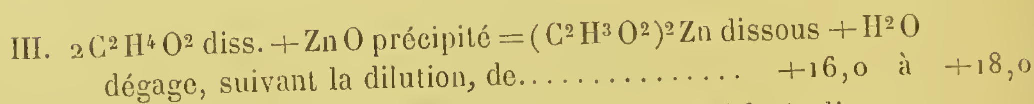
Dans ces essais la précipitation du plomb était incomplète, voisine du quart du poids total. L'action réciproque des deux sels,

acétate de plomb non décomposé et acétate de zinc formé, et l'influence de la dilution sur ce dernier ont été négligées.

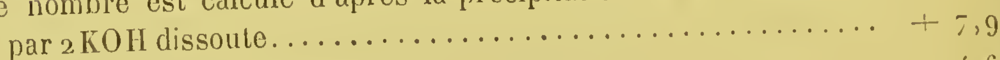

II. $C^2H^4O^2$ diss. + PbO anhydre (en présence d'un excès d'acide) $= (C^2H^3O^2)^2Pb$ dissous + H^2O .... +15,5 Cal

Réaction directe.

Th. U., I, 378.


III. $2C^2H^4O^2$ diss. + ZnO précipité $= (C^2H^3O^2)^2Zn$ dissous + H^2O dégage, suivant la dilution, de............... +16,0 à +18,0

Ce nombre est calculé d'après la précipitation de SO^4Zn dissous

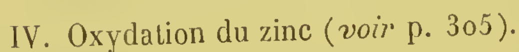

par 2KOH dissoute.................................. + 7,9


Et par $(C^2H^3O^2)^2$ Ba dissous.............................. + 4,6

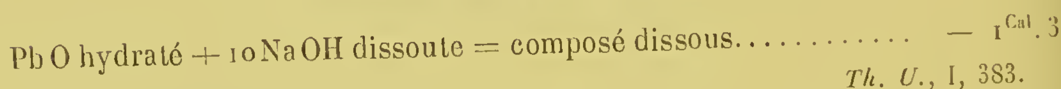
Th. U., I, 354.

Mais il varie de $2^{Cal},0$ avec la dilution.

B., *A.* [4], XXX, 191; 1873.


IV. Oxydation du zinc (*voir* p. 305).

Combinaisons avec les alcalis.


PbO hydraté + 10NaOH dissoute = composé dissous............ $- 1^{Cal},3$

Th. U., I, 383.

PEROXYDE.


$PbO^2 = 237,9.$

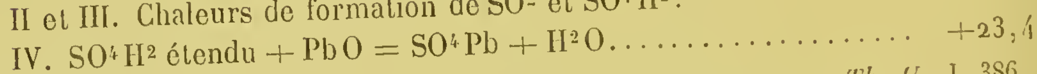

$Pb + O^2 = PbO^2$.. $+63^{Cal},4$
$PbO + O = PbO^2$.. $+12^{Cal},6$

Réactions mesurées :


I. SO^2 gaz + PbO^2 solide = SO^4Pb .... +82,6

TSCHELTZOW., *C. R.*, C, 1458; 1885.

II et III. Chaleurs de formation de SO^2 et SO^4H^2.

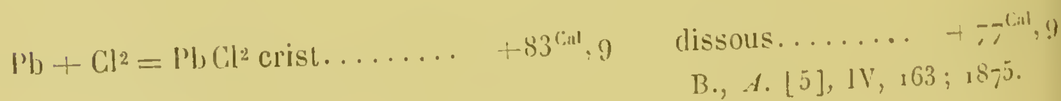

IV. SO^4H^2 étendu + PbO = SO^4Pb + H^2O.................... +23,4

Th. U., I, 386.

Le dernier chiffre est calculé d'après la précipitation du sulfate de soude SO^4Na^2 diss. au moyen de l'azotate de plomb, $(AzO^3)^2Pb$ dissous.

CHLORURE DE PLOMB.


$PbCl^2 = 277,9.$


$Pb + Cl^2 = PbCl^2$ crist......... $+83^{Cal},9$ dissous......... $+77^{Cal},9$

B., *A.* [5], IV, 163; 1875.

Chaleur moléculaire de fusion (à $+485^{\circ}$) .... $6^{Cal},1$

EHRHARDT, *J. B. für* 1885; 127.

Réactions mesurées :

I. $(Az^2O^6)Pb$ dissous + $2NaCl$ dissous
$= 2AzO^3Na$ diss. + $PbCl^2$ préc. calculé total .... $+4^{Cal},1$

II. $(Az^2O^6)Pb$ dissous + $2NaCl$ dissous
$= 2AzO^3Na$ diss. + $PbCl^2$ diss. (en présence de 42^{lit} d'eau). $-1,6$
$2AzO^3Na$ dissous + $PbCl^2$ dissous (40^{lit}) .... $-1,1$

D'où résulte pour la différence entre les chaleurs de neutralisation de l'azotate et du chlorure dissous .... $-0,5$

Neutralisation :

$2HCl$ diss. + PbO préc. = $PbCl^2$ diss. + H^2O .... $+17,3$
$2HCl$ diss. + PbO précip. = $PbCl^2$ entièrement préc .... $+23,3$

Dissolution :

$PbCl^2$ + eau .... $-6,0$

B., *A.* [5], IX, 46; 1876.

Oxychlorures :

$PbCl^2 + PbO = PbCl^2.PbO$	$+5^{Cal},3$
$PbCl^2 + 2PbO$	$+6,6$
$PbCl^2 + 3PbO$	$+6,7$

ANDRÉ, *A.* [6], III, 115; 1884.

Réactions mesurées :

$PbCl^2.PbO + 2HCl$ ét. (saturé de $PbCl$) = $2PbCl^2$ préc. + H^2O ...	$+18^{Cal},1$
$PbCl^2.2PbO + 4HCl$ ét. (saturé de $PbCl$) = $3PbCl^2$ préc. + $2H^2O$.	$+40,0$
$PbCl^2.3PbO + 6HCl$ ét. (saturé de $PbCl$) = $4PbCl^2$ préc. + $3H^2O$.	$+63,2$

BROMURE.

$$PbBr^2 = 366,9.$$

$Pb + Br^2$ liq. = $PbBr^2$ crist	$+66^{Cal},3$	dissous	$+56^{Cal},3$
$Pb + Br^2$ gaz. = $PbBr^2$ crist	$+73^{Cal},7$	dissous	$+63^{Cal},7$

Th. U., III, 330.

Chaleur moléculaire de fusion (à $+490^{\circ}$) .... $4^{Cal},5$ (Ehrhardt)
Dissolution : $PbBr^2$ + eau .... $-10^{Cal},0$

Neutralisation :

$PbO + 2HBr$ diss. = $PbBr^2$ diss. + H^2O ... $+17,3$ précip ... $+27,3$

Dans cette évaluation, on suppose que $2HBr$ étendu dégage à l'état dissous la même quantité de chaleur que $2HCl$ étendu avec PbO, en formant un sel dissous.

Oxybromures :

	Cal
$PbBr^2 + PbO = PbBr^2.PbO$	+ 3,3
$PbBr^2 + 2PbO = PbBr^2.2PbO$	+ 4,7
$PbBr^2 + 3PbO = PbBr^2.3PbO$	+ 6,3

ANDRÉ.

Réactions mesurées :

$PbBr^2.PbO + 2HBr$ ét. (saturé de $PbBr^2$) $= 2PbBr^2$ préc. $+ H^2O$	+24,0
$PbBr^2.2PbO + 4HBr$ ét. (saturé de $PbBr^2$) $= 3PbBr^2$ préc. $+ 2H^2O$	+49,9
$PbBr^2.3PbO + 6HBr$ ét. (saturé de $PbBr^2$) $= 4PbBr^2$ préc. $+ 3H^2O$	+75,6

IODURE.

$$PbI^2 = 460,9.$$

$Pb + I^2$ cristallisé $= PbI^2$ cristallisé	+39Cal,8
$Pb + I^2$ gaz $= PbI^2$ crist	+53Cal,4

Th. U., III, 333.

Chaleur moléculaire de fusion (à +375°) .... + 5Cal,3 (Ehrhardt)

Réaction mesurée :

	Cal
Az^2O^6Pb diss. $+ 2KI$ diss. $= 2AzO^3K$ diss. $+ PbI^2$ préc.	+13,8

Neutralisation :

$PbO + 2HI$ dissous $= PbI^2$ précipité $+ H^2O$	+31,6

Oxyiodure :

$PbI^2 + PbO = PbI^2.PbO$	+ 3,6

Iodures doubles :

$2KI + PbI^2 = 2KI.PbI^2$	+ 0,9
Hydrate : $2KI + PbI^2 + 2H^2O$ liq. $= 2KI.PbI^2.2H^2O$	+ 5,5
$4KI + 3PbI^2 = 4KI.3PbI^2$	— 1,0
Hydrate : $4KI + 3PbI^2 + 6H^2O$ liq. $= 4KI.3PbI^2.6H^2O$	+11,4

Réactions mesurées :

$2KI.PbI^2$ + eau $= PbI^2 + 2KI$ étendu	—11,0

B., *A.* [5], XXIX, 291 ; 1883.

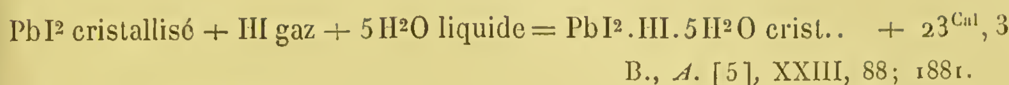
$2KI.PbI^2.2H^2O$ + eau $= PbI^2 + 2KI$ étendu $+ H^2O$	—15,6(1)

De même pour le second iodure double.

---

(1) Dans le Mémoire on a inscrit par erreur 7,28 au lieu de 7,82, nombre qui se rapportait à $\frac{1}{2}PbI^2$. En doublant, on a 15,6.

Iodhydrate :

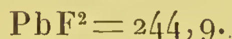

PbI^2 cristallisé + HI gaz + $5H^2O$ liquide = $PbI^2.HI.5H^2O$ crist.. + $23^{Cal},3$

B., *A.* [5], XXIII, 88; 1881.

Réaction mesurée :

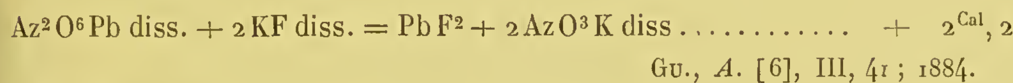

$PbI^2.HI.5H^2O$ + eau .... — $3^{Cal},8$

FLUORURE.


$PbF^2 = 244,9.$

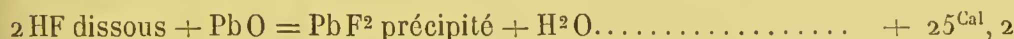

Pb + F^2 = PbF^2 précip .... + $107^{Cal},6$

Réaction mesurée :

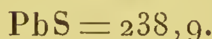

Az^2O^6Pb diss. + 2KF diss. = PbF^2 + $2AzO^3K$ diss .... + $2^{Cal},2$

Gu., *A.* [6], III, 41; 1884.

Neutralisation :


2HF dissous + PbO = PbF^2 précipité + H^2O.................. + $25^{Cal},2$

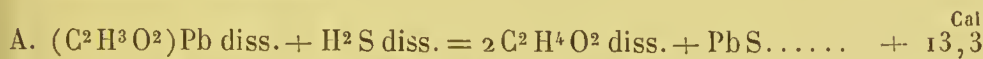
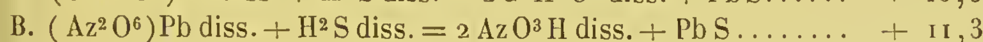
SULFURE.


$PbS = 238,9.$


Pb + S^2 = PbS^2 précipité.. + $20^{Cal},3$

Pour PbS^2 cristallisé (galène), le nombre n'a pas été mesuré; mais, d'après les réactions de ce composé, il doit fournir un nombre voisin.

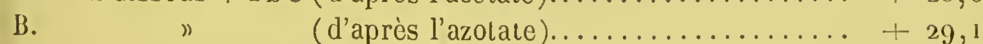
Réactions mesurées :

		Cal
A.	$(C^2H^3O^2)Pb$ diss. + H^2S diss. = $2C^2H^4O^2$ diss. + PbS......	+ 13,3
B.	$(Az^2O^6)Pb$ diss. + H^2S diss. = $2AzO^3H$ diss. + PbS........	+ 11,3

B., *A.* [5], IV, 187; 1875.

Neutralisation :

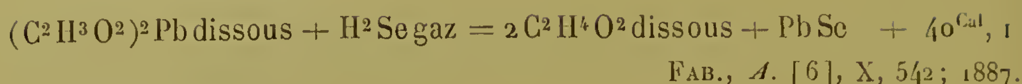

A.	H^2S dissous + PbO (d'après l'acétate)......................	+ 28,8
B.	» (d'après l'azotate)......................	+ 29,1
	Moyenne.............	+ 29,0

SÉLÉNIURE.


$PbSe = 285,9.$


Pb + Se métallique = PbSe précipité .. + $14^{Cal},3$ cristal... + $17^{Cal},0$

Réaction mesurée :


$(C^2H^3O^2)^2Pb$ dissous $+ H^2Se$ gaz $= 2C^2H^4O^2$ dissous $+ PbSe$ ..... $+ 40^{Cal},1$

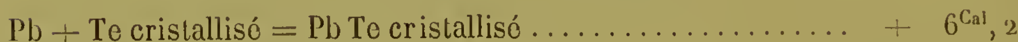
FAB., *A.* [6], X, 542; 1887.

Neutralisation :


H^2Se dissous $+ PbO = PbSe$ précipité $+ H^2O$ .... $+ 48^{Cal},3$

TELLURURE.


$PbTe = 333,9.$


$Pb + Te$ cristallisé $= PbTe$ cristallisé .... $+ 6^{Cal},2$

Réaction mesurée. — Action du brome.

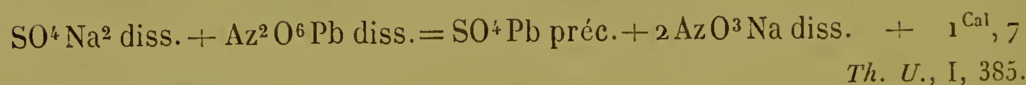
FAB., *A.* [6], XIV, 19; 1888.

SULFATE.


$SO^4Pb = 302,9.$


$S + O^4 + Pb = SO^4Pb$ .... $+ 215^{Cal},7$

Réaction mesurée :


SO^4Na^2 diss. $+ Az^2O^6Pb$ diss. $= SO^4Pb$ préc. $+ 2AzO^3Na$ diss. $+ 1^{Cal},7$

Th. U., I, 385.

Neutralisation :


SO^4H^2 dissous $+ PbO$ précipité $= SO^4Pb$ précipité $+ H^2O$ ... $+ 23^{Cal},8$

HYPOSULFATE.


$S^2O^6Pb = 366,9.$

Dissolution :

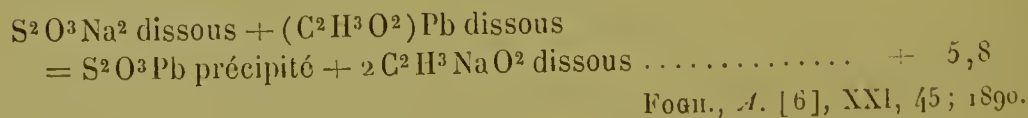

$S^2O^6Pb.4H^2O +$ eau .... $- 8^{Cal},5$ (Th.)

HYPOSULFITE.


$S^2O^3Pb = 318,9.$


$S^2 + O^3 + Pb = S^2O^3Pb$ .... $+ 145,6$

Réaction mesurée :

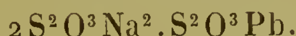

$S^2O^3Na^2$ dissous $+ (C^2H^3O^2)Pb$ dissous
$= S^2O^3Pb$ précipité $+ 2C^2H^3NaO^2$ dissous .... $+ 5,8$

FOGH., *A.* [6], XXI, 45; 1890.

L'état du corps sec est identique à celui du précipité immédiat, d'après les mesures thermiques.

Dissolution dans l'hyposulfite de soude concentré, en grand excès (10 molécules par litre) : $-0^{Cal},4$.

Sel double.



$2S^2O^3Na^2.S^2O^3Pb.$

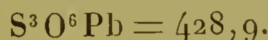
Union des deux sels anhydres.................................. $+10^{Cal},6$

FOGH.

Réaction mesurée :

Dissolution dans une solution étendue d'hyposulfite de soude, à 11°,5. $-8^{Cal},2$

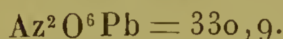
TRITHIONATE.



$S^3O^6Pb = 428,9.$

Dissolution dans une solution étendue d'hyposulfite de soude.... $-5^{Cal},0$

AZOTATE.



$Az^2O^6Pb = 330,9.$

$Az^2 + O^6 + Pb = Az^2O^6Pb$ crist..... $+105^{Cal},4$ dissous .... $+98^{Cal},2$

Neutralisation. :

$2AzO^3H$ diss. $+ PbO$ anhydre (en présence d'un excès d'acide)
$= Az^2O^6Pb$ dissous $+ H^2O$................................ $+17^{Cal},8$

Th. U., I, 378.

Les nombres obtenus pour cette même opération, d'après la précipitation de l'hydrate de plomb, c'est-à-dire en traitant l'azotate ou l'acétate de plomb dissous par la potasse étendue, sont un peu plus faibles.

Dissolution :

Az^2O^6Pb + eau.. $-8^{Cal},2$

B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Azotate basique.

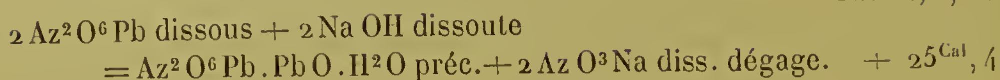


$Az^2O^6Pb.PbO.H^2O.$

$Az^2O^6Pb + PbO + H^2O$ liq. $= Az^2O^6Pb.PbO.H^2O$, insoluble.... $+17^{Cal},8$

Réaction mesurée :

Th. U., I, 382.


$2\,Az^2O^6Pb$ dissous $+ 2\,Na\,OH$ dissoute
$= Az^2O^6Pb.PbO.H^2O$ préc. $+ 2\,AzO^3Na$ diss. dégage. $+ 25^{Cal},4$

PHOSPHITE DE PLOMB.


$PO^3PbH = 286,9.$


$P + O^3 + Pb + H = PO^3PbH$ .... $+227^{Cal},7$

AMAT, *A.* [6], XXIV, 315; 1891.

Réaction mesurée. — Double décomposition entre le sel de soude et l'azotate Pb.

Neutralisation :

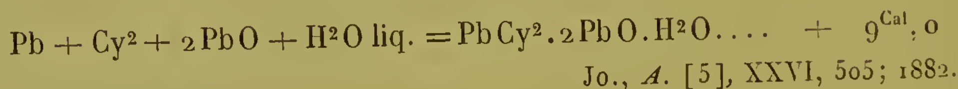

PO^3H^3 dissous $+ PbO = PO^3PbH + H^2O$ .... $+ 17^{Cal},1$

Cyanures.

Le cyanure normal, $PbCy^2$, est inconnu.

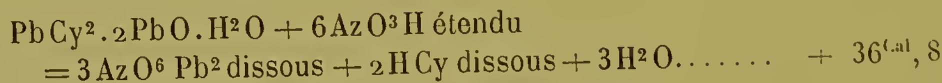
Oxycyanure.


$PbCy^2.2\,PbO.H^2O.$

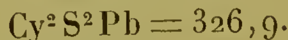

$Pb + Cy^2 + 2\,PbO + H^2O$ liq. $= PbCy^2.2PbO.H^2O$ .... $+ 9^{Cal},0$

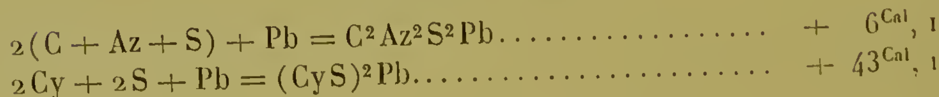
Jo., *A.* [5], XXVI, 505; 1882.

Réaction mesurée :

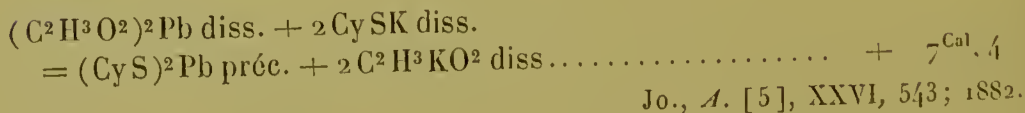

$PbCy^2.2PbO.H^2O + 6\,AzO^3H$ étendu
$= 3\,AzO^6Pb^2$ dissous $+ 2\,HCy$ dissous $+ 3\,H^2O$ .... $+ 36^{Cal},8$

SULFOCYANURE.


$Cy^2S^2Pb = 326,9.$

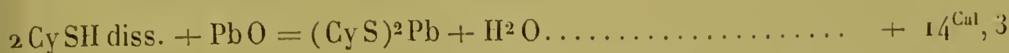

$2(C + Az + S) + Pb = C^2Az^2S^2Pb$ .... $+ 6^{Cal},1$
$2\,Cy + 2\,S + Pb = (CyS)^2Pb$ .... $+ 43^{Cal},1$

Réaction mesurée :

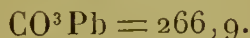

$(C^2H^3O^2)^2Pb$ diss. $+ 2\,CySK$ diss.
$= (CyS)^2Pb$ préc. $+ 2\,C^2H^3KO^2$ diss .... $+ 7^{Cal},4$

Jo., *A.* [5], XXVI, 543; 1882.

Neutralisation :

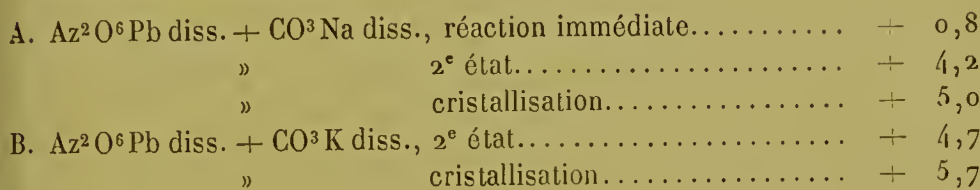

$2\,CySH$ diss. + $PbO = (CyS)^2Pb + H^2O$ .... $+ 14^{Cal},3$

CARBONATE.


$CO^3Pb = 266,9.$

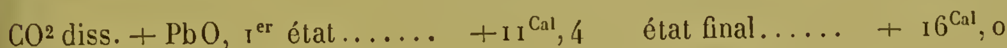

$C + O^3 + Pb = CO^3Pb$ cristallisé .... $+166^{Cal},7$

Réactions mesurées :


A. Az^2O^6Pb diss. + CO^3Na diss., réaction immédiate........... + 0,8
» 2ᵉ état...................... + 4,2
» cristallisation................. + 5,0
B. Az^2O^6Pb diss. + CO^3K diss., 2ᵉ état...................... + 4,7
» cristallisation................. + 5,7

B., *A.* [5], IV, 176; 1873.

Neutralisation :


CO^2 diss. + PbO, 1ᵉʳ état....... $+11^{Cal},4$ état final...... $+16^{Cal},0$

FORMIATE.


$(CH^2O^2)^2Pb = 296,9.$


$C^2 + H^2 + Pb + O^4 = (CHO^2)^2Pb$ crist.. $+207^{Cal},6$ diss... $+200^{Cal},6$

Neutralisation :


$2\,CH^2O^2$ diss. + $PbO = (CHO^2)^2Pb$ diss. $+15^{Cal},6$ solide. $+22^{Cal},5$

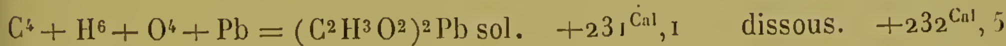
Dissolution :

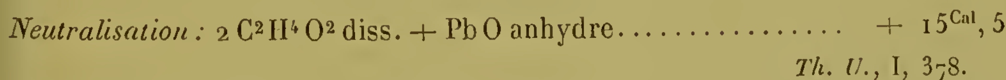

$(CHO^2)^2Pb$ + eau.................................... $-6^{Cal},9$

B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

ACÉTATE.

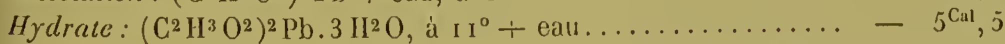

$(C^2H^3O^2)^2Pb = 324,9.$


$C^4 + H^6 + O^4 + Pb = (C^2H^3O^2)^2Pb$ sol. $+231^{Cal},1$ dissous. $+232^{Cal},5$


Neutralisation : $2\,C^2H^4O^2$ diss. + PbO anhydre................ $+15^{Cal},5$

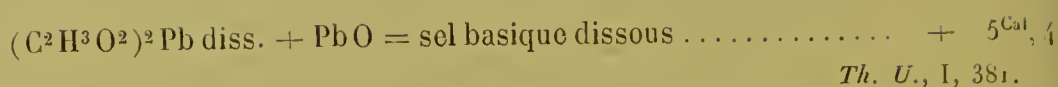
Th. U., I, 378.


Dissolution : $(C^2H^3O^2)^2Pb$ + eau, à 11°...................... $+1^{Cal},4$


Hydrate : $(C^2H^3O^2)^2Pb.3\,H^2O$, à 11° + eau.................. $-5^{Cal},5$

B., *A.* [5], IV, 95; 1875.

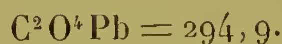
Sel basique.


$(C^2H^3O^2)^2Pb$ diss. + PbO = sel basique dissous .... $+ \quad 5^{Cal},4$

Th. U., I, 381.

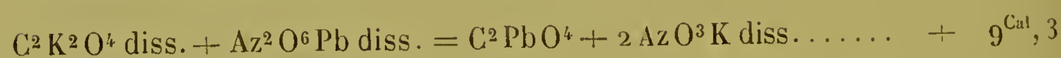
D'après l'action de KOH dissoute en excès sur le sel neutre.

OXALATE.

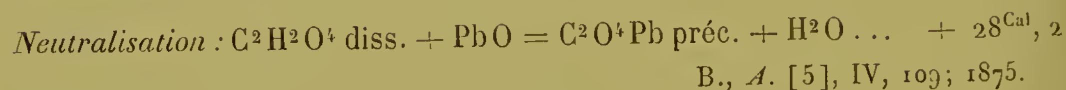

$C^2O^4Pb = 294,9.$


$C^2 + O^4 + Pb = C^2O^4Pb$ préc. .... $+205^{Cal},3$

Réaction mesurée :


$C^2K^2O^4$ diss. + Az^2O^6Pb diss. = $C^2PbO^4 + 2\,AzO^3K$ diss. .... $+ \quad 9^{Cal},3$

D'où


Neutralisation : $C^2H^2O^4$ diss. + PbO = C^2O^4Pb préc. + H^2O ... $+ \quad 28^{Cal},2$

B., *A.* [5], IV, 109; 1875.

CHAPITRE II.

THALLIUM.

Poids atomique ou équivalent : Tl = 204. Métal monovalent.
Poids moléculaire : $Tl^2 = 408$.
Chaleur spécifique moléculaire : 12,3 (R.).

Oxydes.

PROTOXYDE.



$Tl^2 O = 424$.

	Cal		Cal
$Tl^2 + O = Tl^2O$ solide	+42,8	dissous	+39,7
$Tl + O + H = TlOH$ solide	+57,4	dissous	+54,3
$Tl^2 + O^2 + H^2O = 2TlOH$	+45,8	dissous	+39,6
Tl^2O solide + H^2O liquide = 2TlOH solide			+ 3,2
» solide »			+ 1,9

Th. U., III, 348.

Réactions mesurées :

	Cal
I. $Tl^2 + (SO^4H^2 + 49 H^2O)$ en excès = SO^4Tl^2 dissous dans cet acide + H^2	+ 1,06
II. Dilution de l'acide employé	+ 0,6
Neutralisation : SO^4H^2 ét. + 2TlOH diss. = SO^4Tl^2 diss. + H^2O	+31,1
» » précip. total	+39,4
SO^4Tl^2 dissous + excès de SO^4H^2	— 1,5
Dissolution : Tl^2O + eau (600 H^2O)	— 3,08
TlOH + eau	— 3,15

PEROXYDE.



$Tl^2 O^3 = 456$.

$Tl^2 + O^3$ + eau = Tl^2O^3 hydraté .... $+87^{Cal},6$

Th. U., III, 347.

I. $2(TlBr^3$ dissous + 0,703 HBr dissous + 3,703 NaOH dissous
= Tl^2O^3 hydraté + 6 NaBr diss. + 1,406 NaBr + 3,703 H^2O. $+40^{Cal},5$

Cal

II. HBr étendu + NaOH étendue .... +13,75

D'où : Tl^2O^3 hydraté + 6 HBr étendu

= 2 $TlBr^3$ dissous + 3 H^2O .... +61,4 ou +10,2×6

III. $TlBr^3$ dissous (avec addition de HBr) + H^2O

+ SO^2 dissous (excès) + H^2O

= TlBr précip. + SO^4H^2 étendu + 2 HBr étendu .... +36,9

D'où

TlBr + Br^2 liquide + eau = $TlBr^3$ dissous .... +15,4

IV. SO^4Tl^2 dissous dans 800 H^2O + 2(KBr + 400 H^2O)

= SO^4K^2 dissous + 2 TlBr précipité .... +27,8

CHLORURE.

TlCl = 239,5.

Tl + Cl = TlCl crist .... +48^Cal^,6 dissous .... +38,4

Neutralisation :

TlOH diss. + HCl diss. = TlCl diss. + H^2O. +13^Cal^,7 pp. total. +23,9

Dissolution : TlCl + eau (4500 H^2O) .... −10,2

Th.

BROMURE.

TlBr = 284.

Tl + Br liq. = TlBr solide .... +41^Cal^,4

Tl + Br gaz = TlBr solide .... +45^Cal^,1

Réaction mesurée : voir le perbromure.

Neutralisation : TlOH diss. + HBr diss. = TlBr précip. + H^2O .. +27,5

Th.

PERBROMURE.

$TlBr^3$ = 444.

{ Tl + Br^3 liquide + eau = $TlBr^3$ dissous .... +56^Cal^,8
{ Tl + Br^3 gaz + eau = $TlBr^3$ dissous .... +67^Cal^,9

{ TlBr solide + Br^2 liq. + eau = $TlBr^3$ dissous .... +15^Cal^,4
{ TlBr solide + Br^2 gaz + eau = $TlBr^3$ dissous .... +22^Cal^,6

Th.

Neutralisation : voir plus haut.

IODURE.

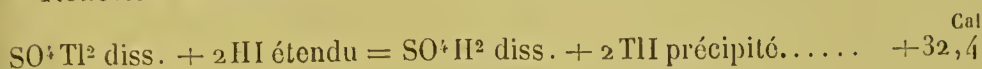
TlI = 331.

Tl + I solide = TlI solide .... +30^Cal^,2

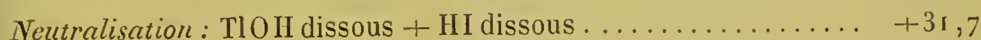
Tl + I gaz = TlI solide .... +37^Cal^,0

Th. U., III, 352.

Réaction mesurée :


SO^4Tl^2 diss. + 2 HI étendu = SO^4H^2 diss. + 2 TlI précipité...... $+32^{Cal},4$

D'où :


Neutralisation : TlOH dissous + HI dissous .... $+31,7$

FLUORURE DE THALLIUM.

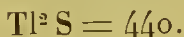

TlF = 223.


F + Tl = FTl dissous...................................... $+52,0$


Neutralisation : HF dissous + TlOH dissous .... $+16,4$

PETTERSEN, *Z. ph. Ch.*, IV, 3.

SULFURE.


Tl^2S = 440.


Tl^2 + S = Tl^2S précipité..................................... $+21^{Cal},7$

Th. U., III, 354.

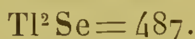
Réaction mesurée :


2 AzO^3Tl dissous + Na^2S dissous


= Tl^2S précipité + 2 AzO^3Na dissous .... $+33,7$


Neutralisation : H^2S dissous + 2 TlOH dissous = Tl^2S + 2 H^2O... $+41,5$

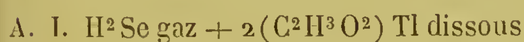
SÉLÉNIURE.


Tl^2Se = 487.

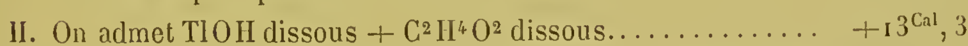

Tl^2 + Se = Tl^2Se précip.................................... $+13^{Cal},4$

FABRE, *A.*, [6], X, 539; 1887.

Réaction mesurée. — Pour le précipité :

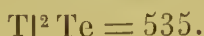

A. I. H^2Se gaz + 2($C^2H^3O^2$) Tl dissous


= Tl^2Se précipité + 2 $C^2H^4O^2$ dissous.................. $+41^{Cal},2$


II. On admet TlOH dissous + $C^2H^4O^2$ dissous................ $+13^{Cal},3$

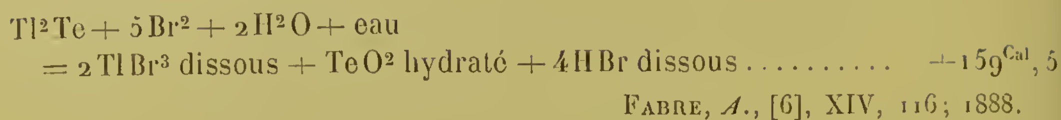
B. Pour le séléniure cristallisé, d'après l'action du brome, on aurait +8,3.

TELLURURE.


Tl^2Te = 535.


Tl^2 + Te = Tl^2Te crist...................................... $+10^{Cal},6$

Réaction mesurée :

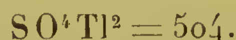


$Tl^2Te + 5Br^2 + 2H^2O +$ eau

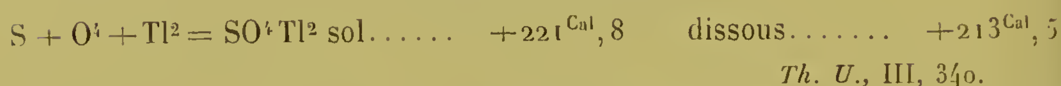
$= 2TlBr^3$ dissous $+ TeO^2$ hydraté $+ 4HBr$ dissous .... $+159^{Cal},5$

FABRE, *A.*, [6], XIV, 116; 1888.

SULFATE.



$SO^4Tl^2 = 504.$



$S + O^4 + Tl^2 = SO^4Tl^2$ sol...... $+221^{Cal},8$ dissous....... $+213^{Cal},5$

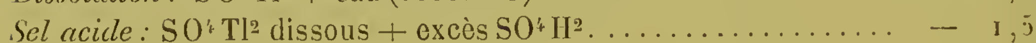
Th. U., III, 340.



Neutralisation : SO^4H^2 dissous $+ 2TlOH$ dissous .... $+ 31^{Cal},1$



Dissolution : $SO^4Tl^2 +$ eau $(1600H^2O)$ .... $- 8,3$

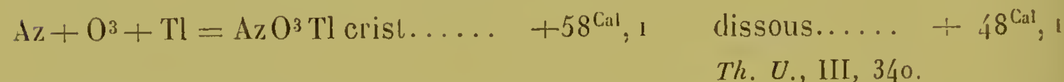


Sel acide : SO^4Tl^2 dissous $+$ excès SO^4H^2 .... $- 1,5$

AZOTATE.



$AzO^3Tl = 266.$

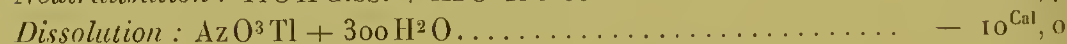


$Az + O^3 + Tl = AzO^3Tl$ crist...... $+58^{Cal},1$ dissous...... $+48^{Cal},1$

Th. U., III, 340.



Neutralisation : $TlOH$ diss. $+ AzO^3H$ diss .... $+ 13^{Cal},7$



Dissolution : $AzO^3Tl + 300H^2O$ .... $- 10^{Cal},0$



NEUVIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

MERCURE.

Poids atomique : Hg = 200. Métal bivalent.
Poids équivalent : 100.
Poids moléculaire :

D'après la densité gazeuse	200
D'après la chaleur spécifique solide	400

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne : (—78° à —40°) (pour le poids 400) : 12,4 (R.).
Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : (+10° à +100°); 13,2 (R.).
Température de fusion : —39°,5.
Chaleur de fusion moléculaire : $-1^{Cal},12$ (P.).
Température d'ébullition : +350°.
Chaleur de vaporisation (pour Hg = 200); $15^{Cal},4$ (F.) (?).

OXYDE MERCURIQUE.

HgO = 216. — État rouge et état jaune.

$Hg + O = HgO$ précipité, jaune ou rouge...... $+21^{Cal},5$

VARET, *A.* [7], VIII, 80; 1896.

Sur les deux oxydes isomères, même Mémoire, p. 101.

Réactions mesurées :

	Cal
I. Hg liquide + Br^2 liquide = $HgBr^2$ solide	+40,5
Nernst, *Z. ph. Ch.*, II, 23.	
» » $HgBr^2$ solide	+40,6
» » $HgBr^2$ dissous	+37,2
Varet, Mémoire cité, p. 93.	
II. HgO + 2HBr très étendu = $HgBr^2$ dissous + H^2O	+27,4
.......$HgBr^2$ précipité total, cristallisé + H^2O	+30,8
B., *A.* [5], XXIX, 236; 1883.	
III. HgO jaune diss. dans 2HCy étendu = HCy^2 diss. + H^2O (B.).	+31,6
HgO rouge même valeur (Varet)	+31,6

OXYDE MERCUREUX.

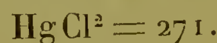


Hg^2 + O = Hg^2O précipité	+22Cal,2
HgO + Hg liq. = Hg^2O	+ 0Cal,7
Varet, *A.* [7], VIII, 102, 1896.	

Réactions mesurées :

A. I. Hg^2Cl^2 + KOH dissoute = Hg^2O + 2KCl dissous	— 3Cal,3
II. Formation de Hg^2Cl^2, etc.	
B. SO^4Hg^2 + KOH dissoute = Hg^2O + $S^2O^4K^2$ dissous	+19,95
C. $(C^2H^3O^2)^2Hg^2$ + KOH dissoute	+12,7
Moyenne tirée de A et B, pour Hg^2 + O = Hg^2O	+22,2

CHLORURE MERCURIQUE.



Hg + Cl^2 = $HgCl^2$ crist........ +53Cal,3 dissous........ +50Cal,3

B., *A.* [5], XXIX, 236; 1883.

Neutralisation :

HgO jaune + 2HCl dissous = $HgCl^2$ dissous + H^2O, à 15°..... +19Cal,0

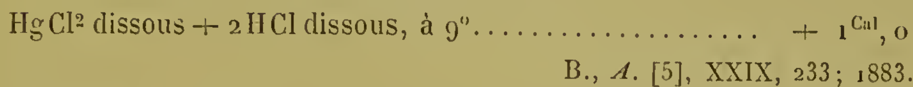
Réaction mesurée :

2KOH dissoute + $HgCl^2$ dissous = HgO + 2KCl dissous...... +20,2 à 5°

Dissolution :

$HgCl^2$ + eau	— 3,0
Sel récemment fondu + eau	— 2,2
B., *A.* [5], XXIX, 216; 1883.	

Chlorhydrate.

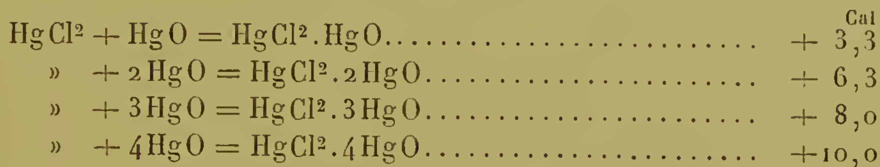

$HgCl^2$ dissous + $2HCl$ dissous, à 9° .... + $1^{Cal},0$

B., *A.* [5], XXIX, 233; 1883.


$HgCl^2$ diss. + HCl .... + $0^{Cal},4$

Il existe plusieurs chlorhydrates de chlorure mercurique cristallisés, dont l'existence est en relation avec celle des chlorures doubles (*voir* p. 355, 358).

Oxychlorures.



	Cal
$HgCl^2 + HgO = HgCl^2.HgO$	+ 3,3
» $+ 2HgO = HgCl^2.2HgO$	+ 6,3
» $+ 3HgO = HgCl^2.3HgO$	+ 8,0
» $+ 4HgO = HgCl^2.4HgO$	+10,0

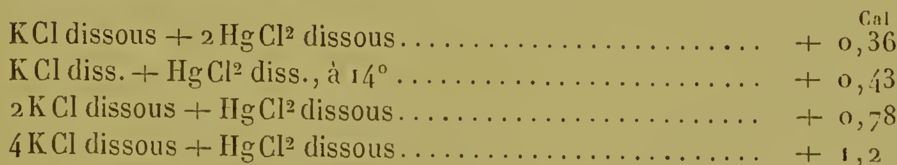
André, *A.* [6], III, 118; 1884.

Réactions mesurées :

Action de HCl étendu sur les oxychlorures.

Chlorures doubles.

A l'état dissous, on a



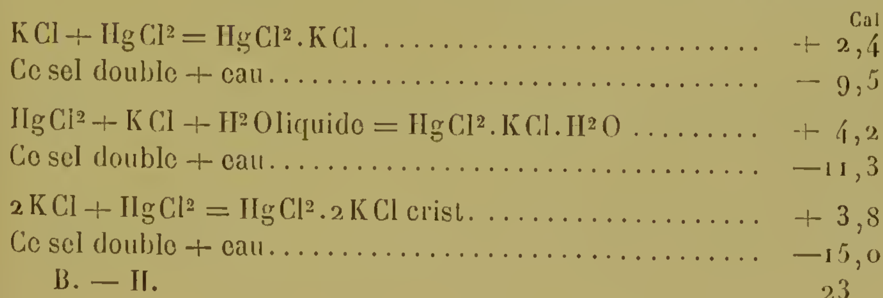
	Cal
KCl dissous + $2HgCl^2$ dissous	+ 0,36
KCl diss. + $HgCl^2$ diss., à 14°	+ 0,43
2KCl dissous + $HgCl^2$ dissous	+ 0,78
4KCl dissous + $HgCl^2$ dissous	+ 1,2

B., *A.* [5], XXIX, 203; 1883.

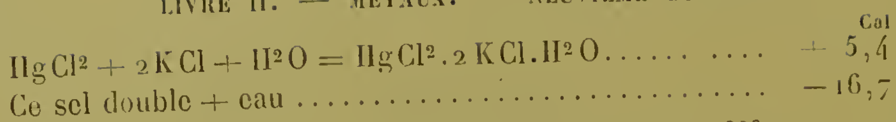
$HgCl^2$ diss. + 2NaCl, 2AmCl, 2LiCl diss.; et + $BaCl^2$ diss. et analogues, jusqu'à $CuCl^2$ diss. : de 0,8 à 1,2; mêmes valeurs sensiblement que + 2KCl diss. Avec $CdCl^2$ diss. : + 0,6 seulement.

$HgCl^2$ diss. + NaCl diss. et analogues et $\frac{1}{2}BaCl^2$ et analogues dissous, jusqu'à $\frac{1}{2}CuCl^2$ diss., de +0,40 à +0,60; avec $CdCl^2$ diss. à +0,30 seulement.

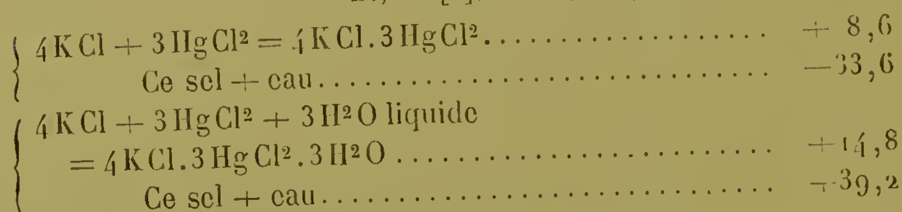
Varet, *C. R.*, CXXIII, 422; 1896.



	Cal
$KCl + HgCl^2 = HgCl^2.KCl$	+ 2,4
Ce sel double + eau	− 9,5
$HgCl^2 + KCl + H^2O$ liquide $= HgCl^2.KCl.H^2O$	+ 4,2
Ce sel double + eau	−11,3
$2KCl + HgCl^2 = HgCl^2.2KCl$ crist.	+ 3,8
Ce sel double + eau	−15,0


Cal
$HgCl^2 + 2KCl + H^2O = HgCl^2.2KCl.H^2O$ .... $+5,4$
Ce sel double + eau .... $-16,7$

B., *A.* [5], XXIX, 202, 230; 1883.

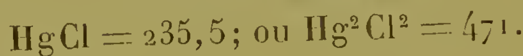

$4KCl + 3HgCl^2 = 4KCl.3HgCl^2$ .... $+8,6$
Ce sel + eau .... $-33,6$

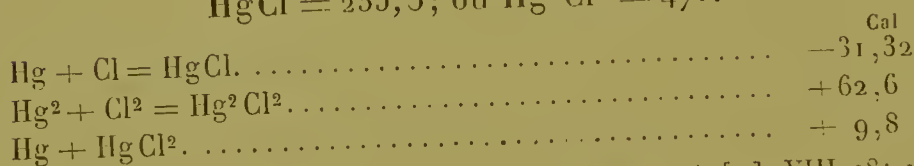
$4KCl + 3HgCl^2 + 3H^2O$ liquide
$= 4KCl.3HgCl^2.3H^2O$ .... $+14,8$
Ce sel + eau .... $-39,2$

Le sel dissous est une combinaison des deux précédents, associés avec un dégagement de chaleur très faible.

B., *A.* [5], XXIX, 205; 1883.

CHLORURE MERCUREUX.

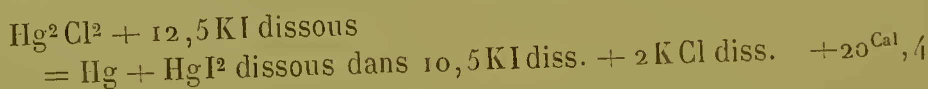

$HgCl = 235,5$; ou $Hg^2Cl^2 = 471$.


Cal
$Hg + Cl = HgCl$ .... $-31,32$
$Hg^2 + Cl^2 = Hg^2Cl^2$ .... $+62,6$
$Hg + HgCl^2$ .... $+9,8$

VARET, *A.* [7], VIII, 98; 1896.

Réactions mesurées :

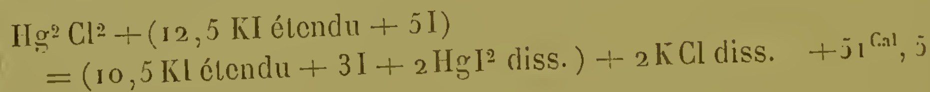
A. Iodure de potassium et chlorure mercurique :


$Hg^2Cl^2 + 12,5KI$ dissous
$= Hg + HgI^2$ dissous dans $10,5KI$ diss. $+ 2KCl$ diss. $+20^{Cal},4$

D'où


$Hg^2 + Cl^2 = Hg^2Cl^2$ .... $+62^{Cal},65$

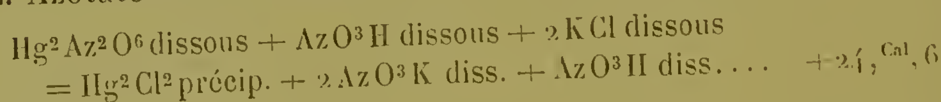
B. Iodure de potassium ioduré et chlorure mercureux :


$Hg^2Cl^2 + (12,5$ KI étendu $+ 5I)$
$= (10,5$ KI étendu $+ 3I + 2HgI^2$ diss.$) + 2KCl$ diss. $+51^{Cal},5$

D'où


$Hg^2 + Cl^2 = Hg^2Cl^2$ .... $+62^{Cal},65$

C. Azotate mercureux et chlorure de potassium :

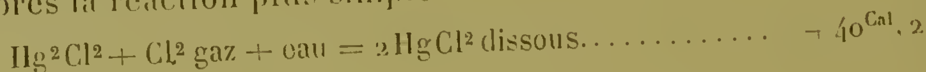

$Hg^2Az^2O^6$ dissous $+ AzO^3H$ dissous $+ 2KCl$ dissous
$= Hg^2Cl^2$ précip. $+ 2AzO^3K$ diss. $+ AzO^3H$ diss. .... $+24^{Cal},6$

D'où


$Hg^2 + Cl^2 = Hg^2Cl^2$ .... $62^{Cal},6$


D. On aurait .... $+60^{Cal},4$

d'après la réaction plus simple

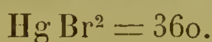

$Hg^2Cl^2 + Cl^2$ gaz + eau $= 2HgCl^2$ dissous .... $+40^{Cal},2$

en faisant intervenir seulement les valeurs minima obtenues dans cette expérience. Mais les nombres observés d'après ce procédé varient, parce que le chlore est susceptible d'agir simultanément sur l'eau.

B., *A.* [5], V, 327; 1875.

Neutralisation : $Hg^2O + 2HCl$ diss. $= Hg^2Cl^2 + H^2O$ liq. + eau.. $+30^{Cal},6$

BROMURE MERCURIQUE.



$HgBr^2 = 360.$

$Hg + Br^2$ liquide $= HgBr^2$	$+40^{Cal},6$	dissous	$+37^{Cal},2$
$Hg + Br^2$ gaz $= HgBr^2$	$+48^{Cal},0$	dissous	$+44^{Cal},6$

Réactions mesurées :

Voir OXYDE MERCURIQUE, p. 352.

Neutralisation :

	Cal
HgO jaune $+ 2HBr$ dissous $= HgBr^2$ dissous $+ H^2O$	$+27,4$
Dissolution : $HgBr^2$ + eau	$-3,4$
» Sel récemment fondu	$-3,1$

B., *A.* [5], XXIX, 208, 217; 1883.

Bromhydrate :

$HgBr^2$ crist. $+ 4HBr$ (1 éq. $= 2^{lit}$), ou davantage	$+3,1$
$HgBr^2$ diss. $+ HBr$ diss	$+1,2$
$HgBr^2$ diss. $+ 2HBr$ diss	$+2,34$
$HgBr^2$ diss. $+ 4HBr$ diss., suivant la dilution .... $+5,4$ à	$+6,5$

Ces nombres accusent la formation d'un acide *mercuro-bromhydrique,* générateur des sels doubles et dont la chaleur de neutralisation serait à peu près la même que celle de l'acide bromhydrique : ce qui résulte des mesures relatives à la chaleur de réaction du bromure mercurique sur les bromures alcalins.

B., *A.* [5], XXIX, 232; 1883.

Bromures doubles :

Dans l'état dissous :

$HgBr^2$ diss. $+ KBr$ diss., dégage .... $+1^{Cal},3$

Mêmes valeurs sensiblement avec les sels Na, Am, Li dissous.

Avec $\frac{1}{2}BaBr^2$ et analogues dissous, jusqu'à $\frac{1}{2}CoBr^2$: $+1,5$ à $+1,6$; sauf $\frac{1}{2}CdBr^2$ dissous, $+1,1$:

$HgBr^2$ diss. $+ 2KBr$ diss .... $+2^{Cal},3$

Mêmes valeurs pour les sels Na, Am, Li diss. Avec $BaBr^2$ et analogues dissous : +2,6 à +2,9. Pour $CdBr^2$ dissous : +2,4,



KBr^2 diss. + 4 KBr diss .... + 4^Cal,0

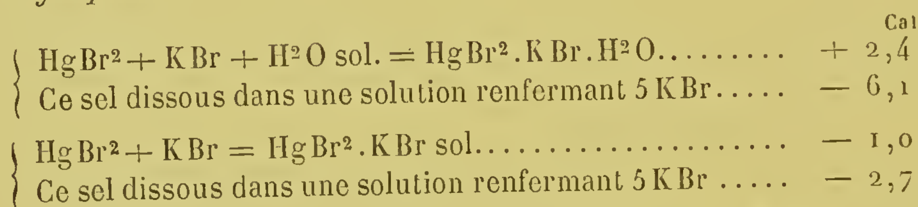
Pour 2 AmBr + 3,65. Pour 2 $BaBr^2$ et analogues dissous, de +4,6 à +5,3, dissous; pour 2 $CdBr^2$ dissous, +3,6



	Cal
$HgBr^2$ diss. + 8 KBr^2 diss	+ 5,6
+ 8 AmBr diss	+ 6,2
+ 4 $BaBr^2$ diss	+ 6,6

Varet, *C. R.*, CXXIII, 497; 1896.

Les chiffres relatifs à la réaction de *n* KBr dissous sur $HgBr^2$ dissous ont été doublés, par suite d'une erreur de calcul, dans la page 209 du Tome XXIX de la 5e série des *Annales de Chimie et de Physique*.



	Cal
$HgBr^2$ + KBr + H^2O sol. = $HgBr^2.KBr.H^2O$	+ 2,4
Ce sel dissous dans une solution renfermant 5 KBr	— 6,1
$HgBr^2$ + KBr = $HgBr^2$.KBr sol	— 1,0
Ce sel dissous dans une solution renfermant 5 KBr	— 2,7

B., *A.* [5], XXIX, 206; 1883.

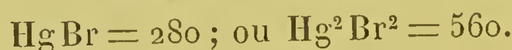


$HgCl^2$ + $HgBr^2$ unis par fusion .... — 0^Cal,0

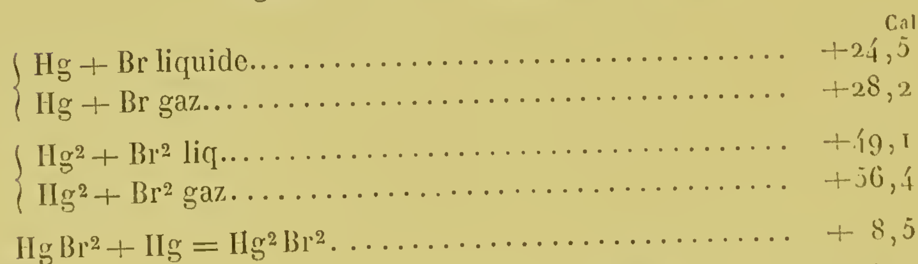
Réaction mesurée : dissolution du système dans K Cy étendu.

B., *A.* [5], XXIX, 220; 1883.

BROMURE MERCUREUX.



HgBr = 280 ; ou Hg^2Br^2 = 560.

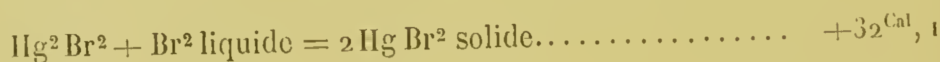


	Cal
Hg + Br liquide	+24,5
Hg + Br gaz	+28,2
Hg^2 + Br^2 liq	+49,1
Hg^2 + Br^2 gaz	+56,4
$HgBr^2$ + Hg = Hg^2Br^2	+ 8,5

Varet, *A.* [7], VIII, 94; 1896.

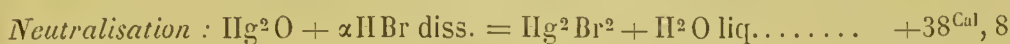
Réaction mesurée :

Action du brome sur le bromure mercureux :

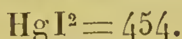


Hg^2Br^2 + Br^2 liquide = 2 $HgBr^2$ solide .... +32^Cal,1

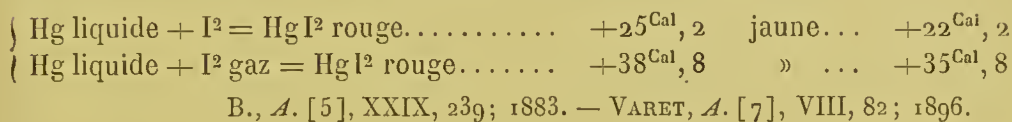
On a contrôlé ce résultat par les réactions séparées de 12 KI dissous et de 12 KI dissous + 5I dissous, sur le bromure mercureux.


Neutralisation : $Hg^2O + \alpha HBr$ diss. $= Hg^2Br^2 + H^2O$ liq. . . . . $+38^{Cal},8$

IODURE MERCURIQUE.

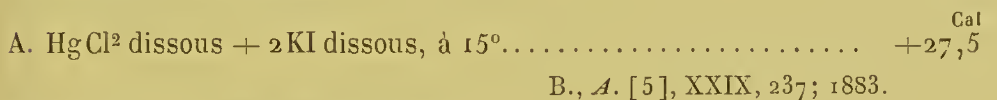

$HgI^2 = 454.$

Deux états isomériques, cristallisés, jaune et rouge.

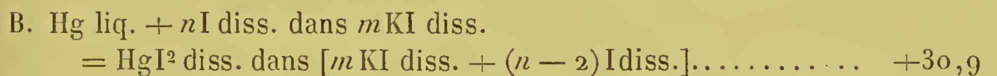

Hg liquide + I^2 = HgI^2 rouge.	$+25^{Cal},2$	jaune. . .	$+22^{Cal},2$
Hg liquide + I^2 gaz = HgI^2 rouge.	$+38^{Cal},8$	» . . .	$+35^{Cal},8$

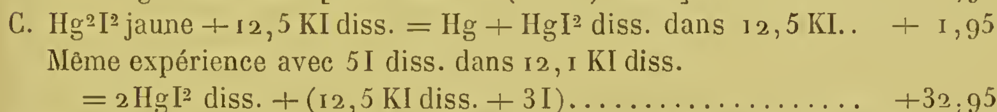
B., *A.* [5], XXIX, 239; 1883. — VARET, *A.* [7], VIII, 82; 1896.

Réactions mesurées :


A. $HgCl^2$ dissous + 2KI dissous, à 15°. . . . . $+27^{Cal},5$

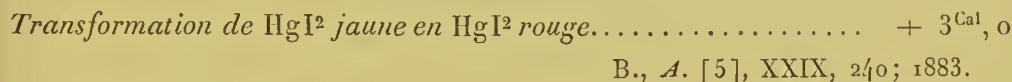
B., *A.* [5], XXIX, 237; 1883.


B. Hg liq. + nI diss. dans mKI diss.
= HgI^2 diss. dans [mKI diss. + (n — 2)I diss.]. . . . . $+30,9$


C. Hg^2I^2 jaune + 12,5 KI diss. = Hg + HgI^2 diss. dans 12,5 KI. . $+1,95$
Même expérience avec 5I diss. dans 12,1 KI diss.
= 2HgI^2 diss. + (12,5 KI diss. + 3I). $+32,95$

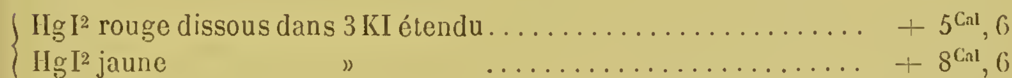

D. Réactions de Hg^2Cl^2 sur 12,5 KI diss. et sur 12,5 KI diss. + 5I diss.

E, F, G, H. Réactions semblables du bromure, du sulfate, de l'acétate, de l'azotate mercureux.


Transformation de HgI^2 *jaune en* HgI^2 *rouge*. $+3^{Cal},0$

B., *A.* [5], XXIX, 240; 1883.

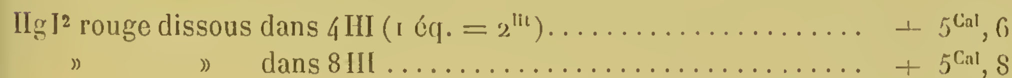
Réactions mesurées :


HgI^2 rouge dissous dans 3 KI étendu. . . . . $+5^{Cal},6$
HgI^2 jaune » . . . . $+8^{Cal},6$

Neutralisation :


2HI étendu + HgO précipité
= HgI^2 rouge précipité + H^2O. . . . . $+46^{Cal},5$ jaune. . . $+43^{Cal},5$

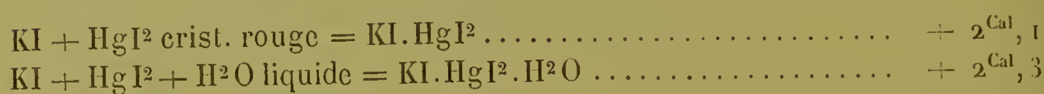
Iodhydrate :


HgI^2 rouge dissous dans 4HI (1 éq. = 2^{lit}). . . . . $+5^{Cal},6$
» » dans 8HI . . . . $+5^{Cal},8$

D'après ces nombres, il existerait un *acide mercuriodhydrique*, lequel dégage la même quantité de chaleur que l'acide iodhydrique, en s'unissant à la potasse étendue; ainsi qu'il résulte de la chaleur de dissolution de HgI^2 dans 6KI étendu.

B., *A.* [5], XXIX, 231; 1883.

Iodures doubles :



$KI + HgI^2$ crist. rouge $= KI.HgI^2$ .... $+ 2^{Cal},1$
$KI + HgI^2 + H^2O$ liquide $= KI.HgI^2.H^2O$ .... $+ 2^{Cal},3$

Ces chiffres ont été calculés d'après la chaleur de dissolution des sels doubles dans une dissolution de KI.

B., Mémoire cité, p. 211.



HgI^2 rouge dissous dans une solution renfermant 6KI, ou plus.. $+ 5^{Cal},6$

La dissolution exige au moins 3KI et dégage alors $+4^{Cal},2$. La chaleur dégagée croît en outre, jusqu'à ce qu'on ait ajouté 3KI, c'est-à-dire 6KI en tout.

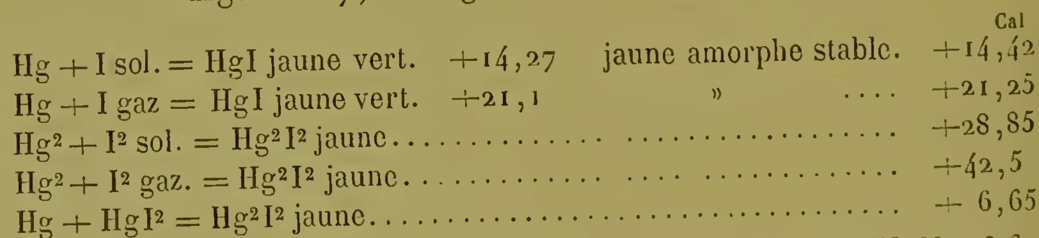
Le système $HgCl^2.Hg^2I$, récemment fondu, dégage, par sa dissolution ultérieure dans un excès de KCy dissous: $+6^{Cal},4$ de plus que le système pulvérisé et conservé ensuite pendant deux mois, avant d'être traité par la dissolution.

Au bout de ce temps, la chaleur de combinaison du système formé par les deux sels mercuriques, conservés à l'état solide, a été, au contraire, trouvée nulle.

B., Mémoire cité, p. 218.

IODURE MERCUREUX.

$HgI = 327$; ou $Hg^2I^2 = 654$. États multiples.



			Cal
$Hg + I$ sol. $= HgI$ jaune vert.	$+14,27$	jaune amorphe stable.	$+14,42$
$Hg + I$ gaz $= HgI$ jaune vert.	$+21,1$	»	$+21,25$
$Hg^2 + I^2$ sol. $= Hg^2I^2$ jaune			$+28,85$
$Hg^2 + I^2$ gaz. $= Hg^2I^2$ jaune			$+42,5$
$Hg + HgI^2 = Hg^2I^2$ jaune			$+6,65$

VARET, *A.* [7], VIII, 88; 1896.

Réactions mesurées :

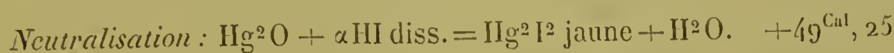


A. Hg^2I^2 jaune + 13,5 KI diss.
  = Hg liq. + HgI^2 diss. dans 13,5 KI diss................ $+ 1^{Cal},95$
B. Même expérience avec 1,35 KI diss. renfermant 51 diss...... $+32^{Cal},95$

Transformation de l'iodure mercureux jaune vert en iodure jaune stable : $+0,3$;

Calculée d'après la réaction qui forme le premier corps, au moyen de l'azotate mercureux.

VARET, *A.* [7], VIII, 92 ; 1896.

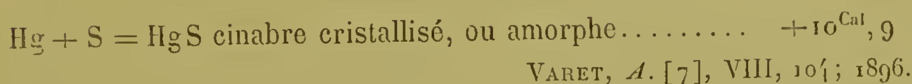

Neutralisation : $Hg^2O + 2HI$ diss. $= Hg^2I^2$ jaune $+ H^2O$. $+49^{Cal},25$

SULFURE.


$HgS = 232.$

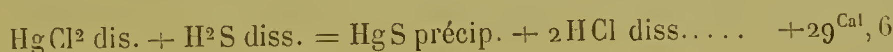

$Hg + S = HgS$ noir précip .... $+10^{Cal},6$

B., *A.* [5], IV, 189 ; 1875.


$Hg + S = HgS$ cinabre cristallisé, ou amorphe .... $+10^{Cal},9$

VARET, *A.* [7], VIII, 104 ; 1896.

Chaleur de transformation : + 0,3.
Réaction mesurée pour le sulfure noir :


$HgCl^2$ dis. $+ H^2S$ diss. $= HgS$ précip. $+ 2HCl$ diss..... $+29^{Cal},6$

Neutralisation :

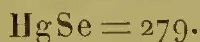

$HgO + H^2S$ dissous $= HgS$ noir et H^2O .... $+48^{Cal},6$

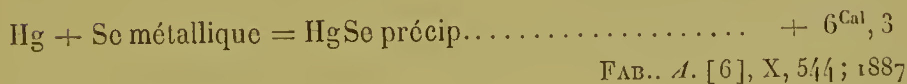
Réaction mesurée par le sulfure rouge :
Sulfure noir et cinabre cristallisé, ou amorphe, dissous comparativement dans une même liqueur, renfermant à l'état concentré


$m(Na^2S + xNaOH)$ dissous.

VARET, *A.* [7], VIII, 105 ; 1896.

SÉLÉNIURE.


$HgSe = 279.$

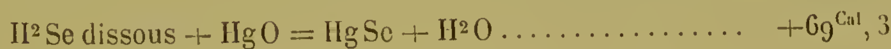

$Hg + Se$ métallique $= HgSe$ précip.................... $+ 6^{Cal},3$

FAB., *A.* [6], X, 544 ; 1887

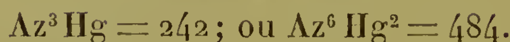
Réaction mesurée :


Na^2Se diss. $+ HgCl^2$ diss. $= HgSe$ précip. $+ 2NaCl$..... $+70^{Cal}$.

D'où :


H^2Se dissous $+ HgO = HgSe + H^2O$ .... $+69^{Cal},3$

AZOTURE MERCUREUX.

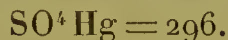

$Az^3Hg = 242$; ou $Az^6Hg^2 = 484$.


$Az^3 + Hg = Az^3Hg$ .... $-144^{Cal},6$

B. et VIE., *A.* [7], II, 351 ; 1896.

Mesure directe de la décomposition inverse.

SULFATE MERCURIQUE.


$SO^4Hg = 296$.


$S + O^4 + Hg = SO^4Hg$ .... $+165^{Cal},1$

VARET, *A.* [7], VIII, 105 ; 1896.

Réactions mesurées :

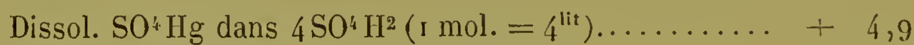
I et II. Déplacements de SO^4H^2 par HCy étendu et par HCl étendu, lesquels sont complets, ou sensiblement.

III et IV. Chaleurs de formation du chlorure et du cyanure.

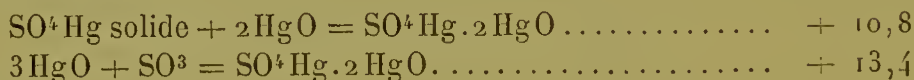
Neutralisation :


SO^4H^2 dis. + HgO jaune = SO^4Hg crist. + H^2O liq. ... $+\ 2,6^{Cal}$

Sel acide :

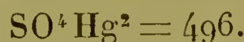

Dissol. SO^4Hg dans $4SO^4H^2$ (1 mol. = 4^{lit})........... $+\ 4,9$

Sel basique :


SO^4Hg solide + $2HgO = SO^4Hg.2HgO$ .... $+\ 10,8$

$3HgO + SO^3 = SO^4Hg.2HgO$ .... $+\ 13,4$

SULFATE MERCUREUX.


$SO^4Hg^2 = 496$.


$S + O^4 + Hg^2 = SO^4Hg^2$ .... $+175^{Cal},0$

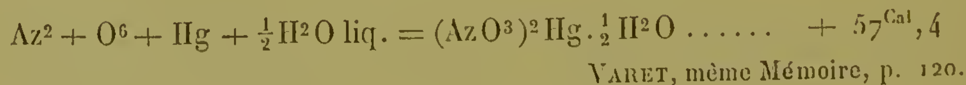
VARET, *A.* [7], VIII, 117 ; 1896.

Réactions mesurées :

Réactions de l'iodure de potassium et de l'iodure ioduré sur ce composé.

AZOTATE MERCURIQUE.


$Az^2O^6Hg = 324$.


$Az^2 + O^6 + Hg + \frac{1}{2}H^2O$ liq. $= (AzO^3)^2Hg.\frac{1}{2}H^2O$ ...... $+\ 57^{Cal},4$

VARET, même Mémoire, p. 120.

Réactions mesurées :

		Cal
A. I.	$Az^2O^6Hg.\frac{1}{2}H^2O + 2HCl$ étendu	$+11,8$
II.	$HgCl^2$ diss. $+ 2AzO^3H$ diss	$+0,1$
III.	$HgO + 2HCl$ étendu, à 15° $= HgCl^2$ diss. $+ H^2O$	$+19,1$

d'où

$2AzO^3H$ diss. $+ HgO$ jaune $= (AzO^3)^2Hg.\frac{1}{2}H^2O$ crist. $+ \frac{1}{2}H^2O$ liq. .... $+7,23$

B. I.	$Az^2O^6Hg.\frac{1}{2}H^2O + 2HCy$ étendu	$+24,0$
II.	$HgCy^2 + 2AzO^3H$ diss	$+8,1$
III.	$HgO + 2HCy$ étendu $= HgCy^2$ étendu $+ H^2O$	$+31,0$

d'où

$2AzO^3H$ diss. $+ HgO = (AzO^3)^2Hg.\frac{1}{2}H^2O + \frac{1}{2}H^2O$ liq. .... $+7,04$

C. $Az^2O^6Hg.\frac{1}{2}H^2O + 2NaCl$ diss.	$+11,3$
$HgCl^2$ diss. $+ 2AzO^3Na$ diss	$-0,35$

d'où

$2AzO^3H$ diss. $+ HgO$ jaune, etc. .... $+7,35$

Moyenne des trois déterminations A, B, C...... $+7,3$

On remarquera que l'acide azotique est déplacé par les acides chlorhydrique et cyanhydrique, dans sa combinaison avec l'oxyde mercurique.

Dissolution de l'azotate mercurique cristallisé

	dans $2AzO^3H$ (1 mol. = 1^{lit})	$-0^{Cal},71$
»	dans $4AzO^3H$ »	$-1^{Cal},42$

Azotate basique.


$Az^2O^5.3HgO.H^2O.$

$2AzO^3H$ diss. $+ 3HgO = (AzO^3)^2Hg.2HgO.H^2O$ .... $+15^{Cal},45$

VARET, Mémoire cité, p. 124.

Réactions mesurées :

Dissolution du sel dans HCl étendu et dans HCy étendu, en excès.

AZOTATE MERCUREUX.


$Az^2O^6Hg^2 = 524.$

$Az^2 + O^6 + Hg^2$ liq. $+ 2H^2O$ liq. $= (AzO^3)^2Hg^2.2H^2O$ .... $+69^{Cal},4$

VARET, Mémoire cité, p. 127.

Réactions mesurées :

A, B, C, D. Actions d'une solution de KI et d'une solution de KI iodurée sur l'azotate mercureux solide, et sur ce sel dissous dans l'acide azotique.

	Cal
Dissolution dans AzO^3H étendu	$-12,4$
$Hg^2O + 2AzO^3H$ diss. $= Az^2O^6Hg^2.H^2O +$ eau	$+18,6$
$Hg^2O + 3AzO^3H + H^2O$ diss. $= Az^2O^6Hg^2$ diss. $+ AzO^3H$ diss. $+ H^2O$	$+6,2$

CYANURE MERCURIQUE.



$HgCy^2 = 252.$

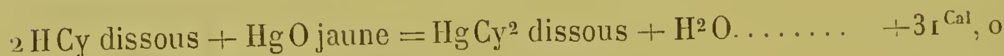
$C^2 + Az^2 + Hg = C^2Az^2Hg^2$	$-62^{Cal},5$	dissous	$-65^{Cal},5$
$Cy^2 + Hg = CyHg^2$	$+11^{Cal},4$	dissous	$+8^{Cal},4$

B., *A*. [5], XXIX, 238; 1883.

Réactions mesurées :

I. Chaleur de formation de HCy.
II. Chaleur de formation de HgO.
III et IV. Neutralisation et dissolution.

Neutralisation :



$2HCy$ dissous $+ HgO$ jaune $= HgCy^2$ dissous $+ H^2O$ .... $+31^{Cal},0$

Un excès de HCy dissous ne dégage pas de chaleur avec le sel neutre dissous.



Dissolution : $HgCy^2 +$ eau .... $-3^{Cal},0$ (B.)

Un *acide mercurocyanhydrique* doit répondre aux cyanures doubles suivants; mais, si l'on cherche à l'obtenir par double décomposition, on reconnaît qu'il est instable.

Cyanures doubles :

	Cal
$HgCy^2 + 2KCy = HgCy^2.2KCy$ sel crist.	$+17,6$
Ce sel $+$ eau	$-14,0$
$HgCy^2$ dissous $+ 2KCy$ dissous	$+12,4$
$HgCl^2 + HgCy^2 = HgCl^2.HgCy^2$ crist.	$+0,0$
Ce sel $+$ eau	$-5,4$
Réaction des deux composants dissous	$+0,4$
$KCl + HgCy^2 = KCl.HgCy^2$	$+1,6$
Ce sel $+$ eau	$-9,0$
Réaction des deux composants dissous	$+0,2$

	Cal
{ $KCl + HgCl^2 + H^2O$ liq. $= KCl.HgCy^2.K^2O$	$+ 3,0$
{ Ce sel + eau	$-10,4$

B., *A.* [5], XXIX, 251 et suiv.; 1883.

{ $KI + HgCy^2 = KI.HgCy^2$	$+ 6,5$
{ Ce sel + eau	$-12,0$
{ Réaction des deux composants dissous	$+ 2,7$
{ $KI + HgCy^2 + \frac{1}{2}H^2O = KI.HgCy^2.\frac{1}{2}H^2O$	$+ 6,5$
{ Ce sel + eau	$-12,4$
{ $KBr + HgCy^2 = KBr.HgCy^2$	$+ 3,9$
{ Ce sel + eau	$-11,9$
Réaction des deux composants dissous	$+ 0,5$
{ $KBr + HgCy^2 + + 1\frac{1}{2}H^2O = KBr.HgCy^2.1\frac{1}{2}H^2O$	$+ 4,7$
{ Ce sel + eau	$-12,7$

B., Mémoire cité.

Les poids moléculaires de ces trois composés, chlorocyanure, bromocyanure, iodocyanure, peuvent être doublés. Ce doublement a été effectué dans les formules des composés suivants, qui appartiennent aux mêmes types.

Autres sels doubles.

VARET, *A.* [7], VIII, 240; 1896.

	Chaleur de formation du sel cristallisé.	Dissolution.	Réaction des deux sels simples dissous.
$2HgCy^2 + 2NaCl + 2,5H^2O$ liq.	$+ 8,0$	$-16,2$	$+0,33$
» $+ 2AmCl + 1,5H^2O$ liq.	$+ 1,2$	$-14,8$	$+0,38$
» $+ BaCl^2 + 5H^2O$	$+13,55$	$-17,1$	$+0,45$
» $+ SrCl^2 + 6H^2O$	$+21,25$	$-15,8$	$+0,45$
» $+ CaCl^2 + 6H^2O$	$+26,1$	$-14,2$	$+0,50$
» $+ MgCl^2 + 6H^2O$	$+40,4$	$- 9,9$	$+0,50$
» $+ ZnCl^2 + 7H^2O$	$+23,8$	$-13,3$	$+0,90$
» $+ CdCl^2 + 2H^2O$	$+ 6,5$	$- 9,3$	$+0,38$
» $+ 2NaBr + 4H^2O$	$+18,5$	$-24,1$	$+1,0$
» $+ 2AmBr + 2H^2O$	$+ 7,2$	$-21,0$	$+1,05$
» $+ 2LiBr + 7H^2O$	$+36,3$	$-18,3$	$+1,25$
» $+ BaBr^2 + 7H^2O$	$+20,3$	$-21,0$	$+1,3$
» $+ SrBr^2 + 6H^2O$	$+29,8$	$-18,6$	$+1,25$
» $+ CaBr^2 + 7H^2O$	$+40,5$	$-19,8$	$+1,25$
» $+ MgBr^2 + 8H^2O$	$+54,7$	$-16,0$	$+1,4$
» $+ ZnBr^2 + 8H^2O$	$+31,1$	$-20,0$	$+1,3$
» $+ CdBr^2 + 3H^2O$	$+10,5$	$-12,5$	$+0,7$

	Chaleur de formation du sel cristallisé.	Dissolution.	Réaction des deux sels simples dissous.
$2HgCy^2 + 2NaI + 4H^2O$	+24,7	−22,8	+5,3
» $+ 2AmI + \frac{1}{2}H^2O$	+15,0	−23,5	+4,5
» $+ 2LiI + 7H^2O$	+50,0	−20,7	+5,5
» $+ BaI^2 + 6H^2O$	+31,6	−22,0	+5,3
» $+ SrI^2 + 7H^2O$	+41,8	−21,8	+5,5
» $+ CaI^2 + 7H^2O$	+49,5	−22,4	+5,5
» $+ MgI^2 + 8H^2O$	+69,1	−20,8	+5,3
» $+ CdI^2 + 8H^2O$	+17,3	−22,5	+2,0

	Cal
$2HgCy^2$ diss. + $2MCy$ diss. dégage .... M = K, Na, Am. Li : $\frac{1}{2}$ Ba, $\frac{1}{2}$ Sr, $\frac{1}{2}$ Ca, $\frac{1}{2}$ Mg.	+14,2
$HgCy^2$ diss. + $2MCy$ diss., dégage .... +12,4 à Mêmes métaux.	+12,6
$HgCy^2$ diss. + $2KCl$ diss. .... De même NaCl, AmCl.	+ 0,25
$HgCy^2$ diss. avec $2LiCl$ diss.	+ 0,30
$HgCy^2$ diss. avec $BaCl^2$, ou $SrCl^2$, ou $CdCl^2$ diss.	+ 0,36
$HgCy^2$ diss. avec $CaCl^2$, ou $MgCl^2$ diss.	+ 0,48
$HgCy^2$ diss. avec $ZnCl^2$ diss.	+ 0,75
$HgCy^2$ diss. + $2MBr$ ou MBr^2 diss., dégage.. + 0,8 à	+ 1,0
Sauf $CdBr^2$ diss., qui dégage	+ 0,06
$HgCy^2$ diss. + $2MI$ diss., dégage	+ 3,8
Sauf $2AmI$ diss. .... + 3,35 et CdI^2 diss.	+ 1,63

VARET, *A.* [7], VIII, 265; 1896.

Oxycyanure :

$HgO + HgCy^2 = HgCy^2.HgO$ .... $+ 2^{Cal},6$
$HgO + 3HgCy^2 = 3HgCy^2.HgO$ .... $+ 9^{Cal},4$

Réactions mesurées. — Dissolution de ces deux composés dans HCl dissous.

Jo., *A.* [5], XXVI, 512; 1882.

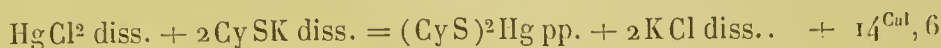
SULFOCYANATE.


$(CyS)^2Hg = 316.$

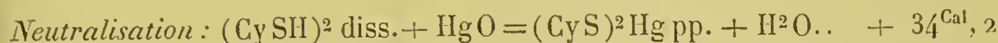
Jo., *A.* [5], XXVI, 543; 1882.

$C^2 + Az^2 + S^2 + Hg = C^2Az^2S^2Hg$ .... $-50^{Cal},2$
$Cy^2 + S^2 + Hg = (CyS)^2Hg$ .... $+23^{Cal},7$

Réaction mesurée :


$HgCl^2$ diss. + $2CySK$ diss. = $(CyS)^2Hg$ pp. + $2KCl$ diss.. + $14^{Cal},6$

D'où :


Neutralisation : $(CySH)^2$ diss. + $HgO = (CyS)^2Hg$ pp. + H^2O.. + $34^{Cal},2$

FULMINATE.


$C^2Az^2O^2Hg = 284.$

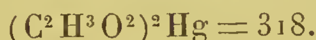

$C^2 + Az^2 + O^2 + Hg = C^2Az^2O^2Hg$........................ — $62^{Cal},9$

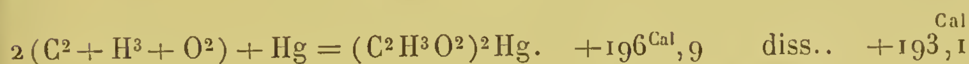
Combustion :


$C^2Az^2O^2Hg + O^2 = C^2O^4 + Az^2 + Hg$........................ + $250^{Cal},9$

B. et V., *A.* [5], XXI, 564; 1880.

ACÉTATE MERCURIQUE.

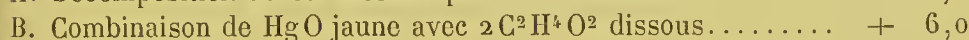

$(C^2H^3O^2)^2Hg = 318.$


$2(C^2 + H^3 + O^2) + Hg = (C^2H^3O^2)^2Hg.$ + $196^{Cal},9$ diss.. + $193^{Cal},1$

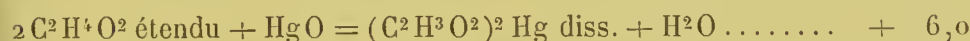
B., *A.* [5], XXIX, 352; 1883.

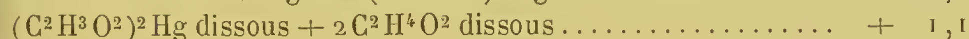
Réaction mesurée :


A. Décomposition du sel dissous par KOH dissoute........... + 10,3


B. Combinaison de HgO jaune avec $2C^2H^4O^2$ dissous......... + 6,0

Neutralisation :


$2C^2H^4O^2$ étendu + $HgO = (C^2H^3O^2)^2Hg$ diss. + H^2O........ + 6,0

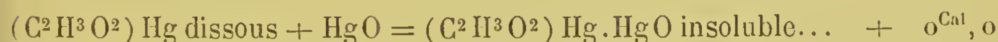

$(C^2H^3O^2)^2Hg$ dissous + $2C^2H^4O^2$ dissous.................... + 1,1

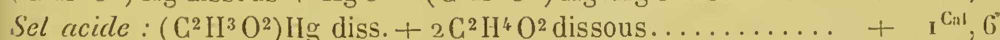
Dissolution :


$(C^2H^3O^2)Hg$ + eau, à 14°.................................. — 3,7

Cette dissolution se décompose rapidement, en déposant un sel basique.

Sel basique :

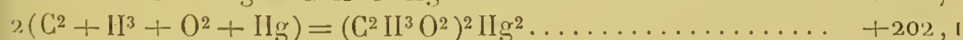

$(C^2H^3O^2)Hg$ dissous + $HgO = (C^2H^3O^2)Hg.HgO$ insoluble... + $0^{Cal},0$

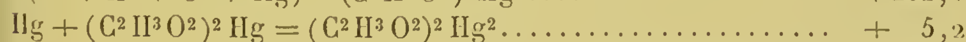

Sel acide : $(C^2H^3O^2)Hg$ diss. + $2C^2H^4O^2$ dissous............. + $1^{Cal},6$

ACÉTATE MERCUREUX.


$(C^2H^3O^2)Hg = 259$; ou $(C^2H^3O^2)^2Hg^2 = 518.$


$C^2 + H^3 + O^2 + Hg = C^2H^3O^2Hg$........................ + $101^{Cal},05$


$2(C^2 + H^3 + O^2 + Hg) = (C^2H^3O^2)^2Hg^2$.................... + 202,1

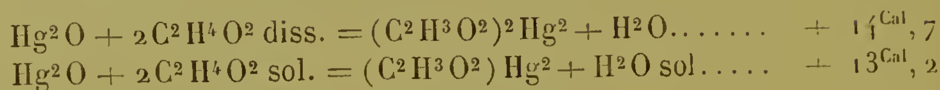

$Hg + (C^2H^3O^2)^2Hg = (C^2H^3O^2)^2Hg^2$........................ + 5,2

VARET, *A.* [7], VIII, 138; 1896.

Réactions mesurées :

Actions d'une solution d'iodure de potassium pur et d'une solution de KI iodurée sur le sel solide.

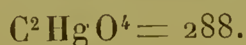
Neutralisation :



$Hg^2O + 2C^2H^4O^2$ diss. $= (C^2H^3O^2)^2Hg^2 + H^2O$....... $+ 14^{Cal},7$

$Hg^2O + 2C^2H^4O^2$ sol. $= (C^2H^3O^2)Hg^2 + H^2O$ sol..... $+ 13^{Cal},2$

OXALATE MERCURIQUE.



$C^2HgO^4 = 288.$

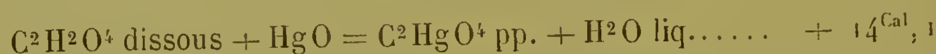


$C^2 + Hg + O^4 = C^2HgO^4$ .... $+161^{Cal},9$

B., *A.* [5], XXIX, 355; 1883.

D'après la dissolution du sel solide dans 2HCl étendu.

Neutralisation :



$C^2H^2O^4$ dissous $+ HgO = C^2HgO^4$ pp. $+ H^2O$ liq...... $+ 14^{Cal},1$



DIXIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

ARGENT.

Poids atomique ou équivalent : Ag = 107,9.
Poids moléculaire : 215,8.
Chaleur spécifique moléculaire (temp. ord.) : 12,3 (R.).
Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, à 800° : 16,4.
Chaleur spécifique (liquide) : 16,2.
Chaleur de fusion (Ag^2) : 5^{Cal},34.
Température de fusion : 910°.

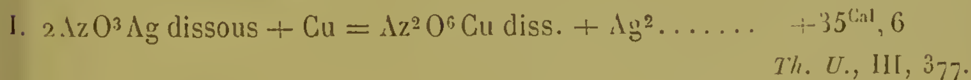
Pionchon, *A.* [6], XI, 100; 1887.

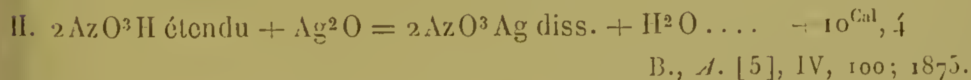
PROTOXYDE.

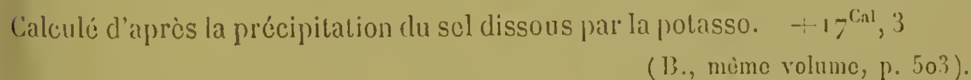

$Ag^2O = 231,8$.


$Ag^2 + O = Ag^2O$ .... $+7^{Cal},0$

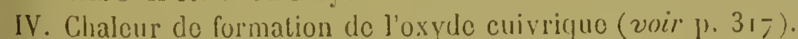
Réactions mesurées :


I. $2AzO^3Ag$ dissous + Cu = Az^2O^6Cu diss. + Ag^2 .... $+35^{Cal},6$
Th. U., III, 377.

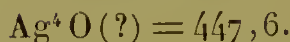

II. $2AzO^3H$ étendu + Ag^2O = $2AzO^3Ag$ diss. + H^2O .... $+10^{Cal},4$
B., *A.* [5], IV, 100; 1875.


Calculé d'après la précipitation du sel dissous par la potasse. $+17^{Cal},3$
(B., même volume, p. 503).


III. $2AzO^3H$ ét. + CuO hydr. = Az^2O^6Cu ét. + H^2O ...... $+15^{Cal},3$ (T., B.)


IV. Chaleur de formation de l'oxyde cuivrique (*voir* p. 317).

SOUS-OXYDE.


$Ag^4O(?) = 447,6$.

Non étudié au point de vue thermique.

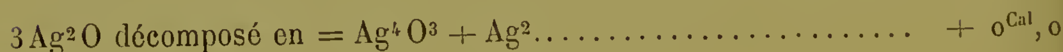
SESQUIOXYDE.


$Ag^4O^3 = 479,6$.


$Ag^4 + O^3 = Ag^4O^3$ hydraté .... $+21^{Cal},0$

Réaction mesurée. — Action de Ag^2O sur H^2O^2 étendue.

B., *A.* [5], XXI, 170; 1880.


$3Ag^2O$ décomposé en $= Ag^4O^3 + Ag^2$ .... $+ 0^{Cal},0$

TRIOXYDE.


$Ag^2O^3 = 263,8$.

Non étudié au point de vue thermique.

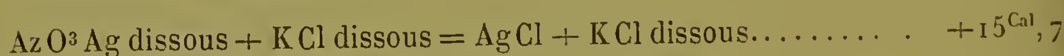
B., *A.* [5], XXI, 172; 1880.

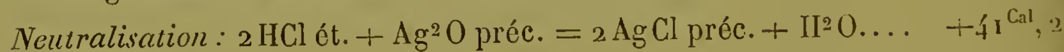
CHLORURE.


$AgCl = 143,4$.


$Ag + Cl = AgCl$ .... $+29^{Cal},0$

Réaction mesurée :


AzO^3Ag dissous $+ KCl$ dissous $= AgCl + KCl$ dissous .... $+15^{Cal},7$


Neutralisation : $2HCl$ ét. $+ Ag^2O$ préc. $= 2AgCl$ préc. $+ H^2O$.... $+41^{Cal},2$

B., *A.* [5], IV, 503; 1873.

Le chlorure d'argent précipité récemment possède la même chaleur de formation que le chlorure séché à 200°, ou que le chlorure cristallisé. Ce fait a été vérifié en dissolvant ces divers corps dans le cyanure de potassium étendu.

B., *A.* [5], XXIX, 244; 1883.

Chlorure d'argent ammoniacal.


$AgCl + 3AzH^3 = AgCl.3AzH^3$ .... $+10^{Cal},6$


$2AgCl + 3AzH^3 = 2AgCl.3AzH^3$ .... $+11^{Cal},6$

Isambert, *C. R*, LXXXVI, 968; 1878.

SOUS-CHLORURE.


$Ag^2Cl = 251,3.$


$Ag^2 + Cl = Ag^2Cl$ solide . . . . $+29^{Cal},5$

Gu., *C. R.*, CXII, 1212; 1891.

Réaction mesurée. — Action de KCy dissous, qui forme un cyanure double, avec séparation de Ag.

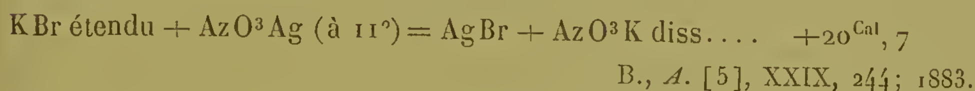
BROMURE.


$AgBr = 187,9.$ États multiples.


$Ag + Br$ liq. $= AgBr$ crist . . . . $+23^{Cal},4$

$Ag + Br$ gaz. $= AgBr$ crist . . . . $+27^{Cal},1$

Réaction mesurée :


KBr étendu $+ AzO^3Ag$ (à $11°$) $= AgBr + AzO^3K$ diss. . . . $+20^{Cal},7$

B., *A.* [5], XXIX, 244; 1883.

Ces chiffres s'appliquent également au précipité desséché et au corps cristallisé. Mais l'état du précipité est variable ; car la chaleur de formation initiale (par les éléments) du bromure d'argent, obtenu dans la réaction du bromure de potassium dissous par l'azotate d'argent dissous, répond seulement à $+20^{Cal},0$ et même à moins encore, au lieu de $+23^{Cal},4$.

Neutralisation :


$2HBr$ étendu $+ Ag^2O$ préc. $= 2AgBr$ préc. $+ H^2O$ . . . . . . $+51^{Cal},1$

Bromures doubles.


$AgBr.KBr$, préparé par fusion.


$AgBr + KBr = AgBr.KBr$ . . . . $-0^{Cal},4$

Réaction mesurée. — Dissolution dans KCy dissous.

Ce chiffre se rapporte à l'état définitif du bromure d'argent. Mais il devient positif, avec la valeur $+2^{Cal},6$, et davantage, si on le rapporte à l'état initial du bromure d'argent précipité, état pour lequel


$Ag + Br = AgBr$ dégage . . . . $+20^{Cal},0$, ou moins

B., *A.* [5], XXIX, 275; 1883.

$AgBr.3KBr.\frac{1}{2}H^2O$ cristallisé.

$AgBr + 3KBr + \frac{1}{2}H^2O$ liq. $= AgBr.3KBr.\frac{1}{2}H^2O$ .... $-1^{Cal},6$
Ce chiffre, calculé depuis l'état initial précédent de AgBr, devient. $+1^{Cal},8$

IODURE.

$AgI = 234,9$. États multiples.

$Ag + I$ sol. $= AgI$ précipité .... varie de $+8^{Cal},6$ à $+14^{Cal},2$
$Ag + I$ gaz. $= AgI$ précipité .... varie de $+15^{Cal},6$ à $+21^{Cal},0$

Le dernier nombre répond à l'état final de l'iodure d'argent précipité. Il s'applique aussi à l'iodure desséché et à l'iodure cristallisé.

Au contraire, l'état initial de l'iodure précipité répond seulement à $+8,6$: l'écart étant de $5^{Cal},6$.

Dans cet état initial, il paraît posséder un type, ou constitution, analogue à celui de l'iodure de potassium dont il dérive, type qu'il transporterait dans ses sels doubles. Mais, une fois isolé, l'iodure d'argent se modifie rapidement (polymérisation?), en se rapprochant de la constitution de l'iodure de mercure et des sels métalliques analogues. Ces observations s'appliquent aussi au bromure.

B., *A.* [5], XXIX, 248 et 276; 1883.

L'iodure d'argent cristallisé éprouve lui-même un changement moléculaire spécial, vers 150°. Il passe ainsi de l'état hexagonal à l'état cubique, en absorbant $-1^{Cal},5$.

Bellati et Romanese, *J. B. für* 1884; 170.

Une transformation analogue est produite par la chaleur dans les iodures doubles d'argent et de plomb ou de cuivre, avec dissociation partielle de ces composés.

Réaction mesurée :

KI étendu $+ AzO^3Ag$ étendu, à 11°, état final.................... $+26^{Cal},9$

B., *A.* [5], XXIX, 242; 1883.

Au début, on observe seulement................................ $+21^{Cal},3$

Neutralisation :

$2HI$ étendu $+ Ag^2O$ préc. $= 2AgI$ préc. $+ H^2O$.................. $+64^{Cal},0$

Iodhydrate.

$3AgI.HI.7H^2O$.

$3AgI + HI$ gaz. $+ 7H^2O$ liquide $= 3AgI.HI.7H^2O$ dégage....... $+21^{Cal},6$

B., *A.* [5], XXIII, 90; 1881.

Il existe des composés analogues formés par le chlorure d'argent avec HCl, et par le bromure d'argent avec HBr.

Iodures doubles :

		Cal
$AgI + KI = AgI.KI$ sol	État stable de AgI.......	— 1,8
	État initial de AgI.......	+ 3,8
$Ag + 3KI = AgI.3KI$ sol	État stable de AgI.......	— 0,9
	État initial de AgI.......	+ 4,7

B., *A.* [5], XXIII, 245; 1883.

$AgI.3KI.\frac{1}{2}H^2O$ crist., depuis les composants pris dans leur état stable		— 1,9
$AgI.2KI.\frac{1}{2}H^2O$ crist.	id. ..	0,0
$AgI.KI.\frac{1}{2}H^2O$ crist.	id. ..	— 0,35

Réactions mesurées. — Traitement par l'eau, et dissolution dans KCy étendu.

FLUORURE.


$AgF = 126,9.$

			Cal
$Ag + F = AgF$ solide..........	$+23^{Cal},2$	dissous	+26,6

Neutralisation :

$2HF$ diss. $+ Ag^2O$ préc. $= 2AgF$ diss. $+ H^2O$.................. +14,6

Dissolution :

AgF solide + eau .... + 3,4

Gu., *A.* [6], III, 44; 1884.

Hydrate :

$AgF.2H^2O$ crist. + eau.................................... — 1,5

d'où

$AgF + 2H^2O$ liq. $= AgF.2H^2O$....... $+4^{Cal},9$ eau solide.. + 2,1

Fluorhydrate :

$AgF + HF$ liquide $= AgF.HF$ .... + 2,0

Gu.

FLUORURE ARGENTEUX.


$Ag^2F = 234,8.$

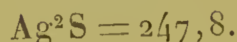
$Ag^2 + F = Ag^2F$ crist .... $+23^{Cal},9$

Réaction mesurée :

Ag^2F solide + eau $= AgF$ dissous + Ag........................ $+ 2^{Cal},7$

Gu., *C. R.*, CX, 1339; 1890.

SULFURE.



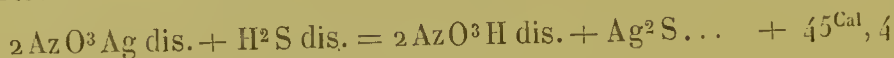
$Ag^2S = 247,8.$



$Ag^2 + S = Ag^2S$ précipité........................ $+ 3^{Cal},0$

B., *A.* [5], IV, 288; 1875.

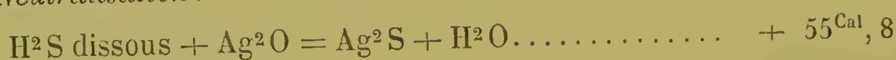
Réaction mesurée :



$2AzO^3Ag$ dis. + H^2S dis. = $2AzO^3H$ dis. + Ag^2S... $+ 45^{Cal},4$

d'où

Neutralisation :

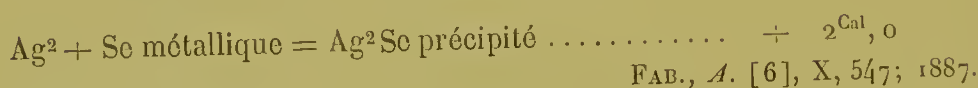


H^2S dissous + $Ag^2O = Ag^2S + H^2O$.............. $+ 55^{Cal},8$

SÉLÉNIURE.



$Ag^2Se = 294,8.$



Ag^2 + Se métallique = Ag^2Se précipité .... $+ 2^{Cal},0$

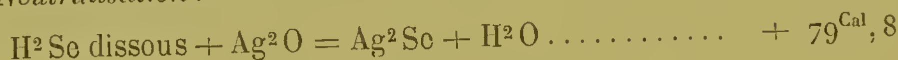
Fab., *A.* [6], X, 547; 1887.

Réaction mesurée :



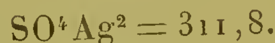
$2C^2H^3AgO^2$ dissous + H^2Se gaz.................. $+ 79^{Cal},2$

Neutralisation :

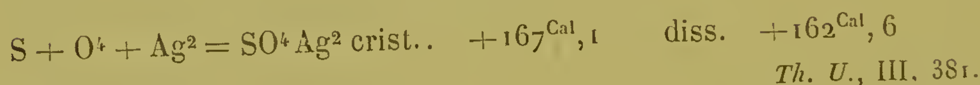


H^2Se dissous + $Ag^2O = Ag^2Se + H^2O$ .... $+ 79^{Cal},8$

SULFATE.



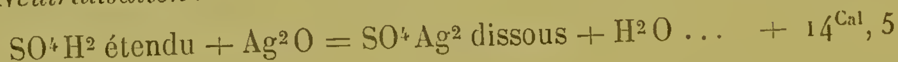
$SO^4Ag^2 = 311,8.$



$S + O^4 + Ag^2 = SO^4Ag^2$ crist.. $+167^{Cal},1$ diss. $+162^{Cal},6$

Th. U., III, 381.

Neutralisation :



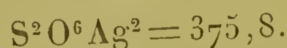
SO^4H^2 étendu + $Ag^2O = SO^4Ag^2$ dissous + H^2O ... $+ 14^{Cal},5$

Dissolution :

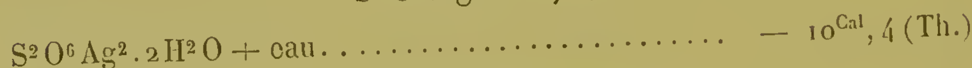


SO^4Ag^2 + eau.................................. $- 4^{Cal},5$

HYPOSULFATE.

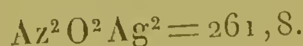


$S^2O^6Ag^2 = 375,8.$



$S^2O^6Ag^2.2H^2O$ + eau.......................... $- 10^{Cal},4$ (Th.)

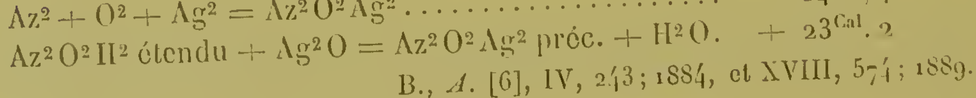
HYPOAZOTITE D'ARGENT.



$Az^2O^2Ag^2 = 261,8.$



$Az^2 + O^2 + Ag^2 = Az^2O^2Ag^2$..................... $- 34^{Cal},4$



$Az^2O^2H^2$ étendu + $Ag^2O = Az^2O^2Ag^2$ préc. + H^2O. $+ 23^{Cal},2$

B., *A.* [6], IV, 243; 1884, et XVIII, 574; 1889.

Réaction mesurée. — Action du brome sur le sel d'argent.

Les données expérimentales sont celles du premier Mémoire; mais les calculs ont été modifiés, conformément aux conclusions du second et aux données du présent Volume. (*Voir* p. 103.)

AZOTITE.

$AzO^2Ag = 153,9$.

$Az + O^2 + Ag = AzO^2Ag$........ $+11^{Cal},3$ dissous...... $+2^{Cal},5$

B., *A.* [5], IV, 102; 1875.

Neutralisation :

$2AzO^2H$ étendu $+ Ag^2O = 2AzO^2Ag$ diss. $+ H^2O$. $+6^{Cal},5$ ou $+3,25 \times 2$

Dissolution :

AzO^2Ag + eau .... $-8,8$

AZOTATE.

$AzO^3Ag = 169,9$.

$Az + O^3 + Ag = AzO^3Ag$ sec...... $+28^{Cal},7$ dissous..... $+23^{Cal},0$

B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Neutralisation :

$2AzO^3H$ + étendu + $Ag^2O = 2AzO^3Ag$ diss. $+ H^2O$. $+10^{Cal},4$ ou $+5,2 \times 2$

Dissolution :

AzO^3Ag + eau .... $-5,7$

CYANURE.

$AgCy = 133,9$.

$Ag + C + Az = AgCAz$ amorphe .... $-34^{Cal},0$

B., *A.* [5], XXIX, 279; 1883.

$Ag + Cy = AgCy$ amorphe .... $+3,9$

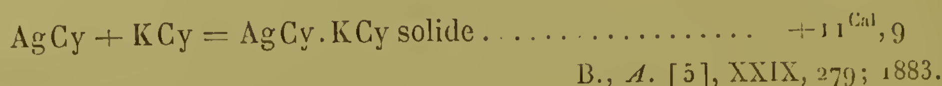
Réaction mesurée :

KCy étendu + AzO^3Ag étendu, à 10° = $AgCy + AzO^3K$ étendu. $+27,8$

Neutralisation :

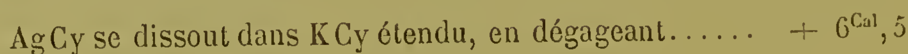
$2HCy$ étendu $+ Ag^2O$ préc. $= 2AgCy$ préc. $+ H^2O$. $+42^{Cal},8$ ou $+21,4 \times 2$

Cyanure double :


$AgCy + KCy = AgCy.KCy$ solide .... $+11^{Cal},9$

B., *A.* [5], XXIX, 279; 1883.

Réaction mesurée :


AgCy se dissout dans KCy étendu, en dégageant...... $+6^{Cal},5$

Dissolution :


$AgCy.KCy$ crist. + eau........................... $-8^{Cal},35$

La dissolution de AgCy dans NaCy étendu, $\frac{1}{2}BaCy^2$ étendu, $\frac{1}{2}SrCy^2$ étendu, $\frac{1}{2}CaCy^2$ étendu (1 éq = 10^{lit}) dégage la même quantité de chaleur sensiblement que dans KCy étendu (Varet, *C. R.*, CXXIII, 118; 1896).

Si l'on opère avec une quantité de cyanure (soluble) double, telle que 2KCy dissous, la chaleur dégagée est accrue de $+0^{Cal},7$. En outre et dans ce cas, si la solution de cyanure alcalin est concentrée, la chaleur dégagée est accrue encore de $+1^{Cal},2$; de telle sorte que AgCy + 2KCy concentré dégage $+8^{Cal},5$.

De ces chiffres résulte la prévision du déplacement de tous les hydracides unis à l'argent par l'acide cyanhydrique uni à la potasse, c'est-à-dire la décomposition des chlorure, bromure, iodure d'argent par le cyanure de potassium dissous : prévision que l'expérience vérifie.

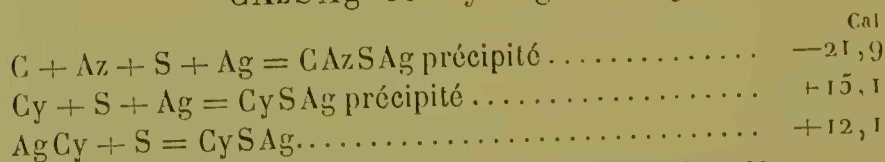
B., *A.* [5], XXIX, 280; 1883.

On obtient, par la double décomposition du cyanure d'argent et de potassium, au moyen de l'acide tartrique, un *acide argentocyanhydrique* soluble. AgCy.HCy, dont la chaleur de neutralisation par la potasse est voisine de +13,7 : cet acide joue un rôle important dans l'argenture. Les faits cités plus haut, tels que l'identité de la chaleur de dissolution de AgCy dans les divers cyanures alcalins et alcalino-terreux, s'expliquent par l'existence de cet acide. Mais il se dissocie aisément.

B., *A.* [5], V, 463; 1875.

SULFOCYANATE.


$CAzSAg$ ou $CySAg = 165,9$.



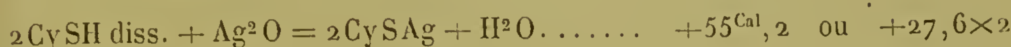
	Cal
$C + Az + S + Ag = CAzSAg$ précipité	$-21,9$
$Cy + S + Ag = CySAg$ précipité	$+15,1$
$AgCy + S = CySAg$	$+12,1$

Jo., *A.* [5], XXVI, 542; 1882.

Réaction mesurée :

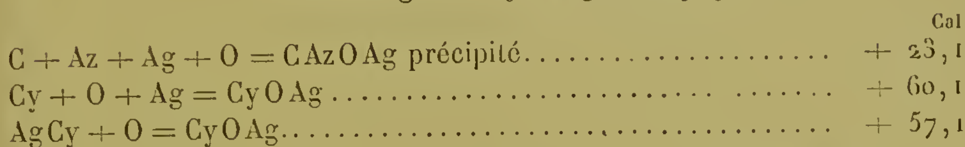

AzO^3Ag diss. + $CySK$ diss. = AzO^3K diss. + $CySAg$ précipité... $+22^{Cal},4$

Neutralisation :


$2CySH$ diss. + Ag^2O = $2CySAg + H^2O$....... $+55^{Cal},2$ ou $+27,6\times 2$

CYANATE.


$CAzOAg$ ou $CyOAg = 149,9$.



	Cal
$C + Az + Ag + O = CAzOAg$ précipité.....................	+ 23,1
$Cy + O + Ag = CyOAg$....................................	+ 60,1
$AgCy + O = CyOAg$.......................................	+ 57,1

LEMOULT, inédit.

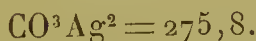
Réaction mesurée :

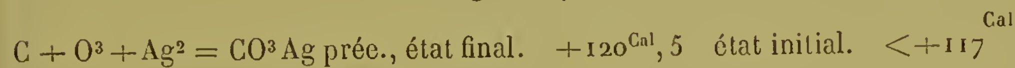

$CAzKO$ diss. + AzO^3Ag diss. = $CAzAgO$ précip. + AzO^3K diss. + 13,5

Neutralisation :


$2CAzHO$ diss. + $Ag^2O = 2CAzAgO$ précip. + H^2O $+12^{Cal},0$ ou + $6,0\times 2$

CARBONATE.

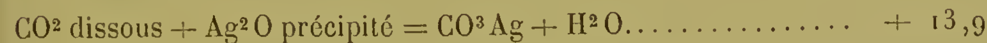

$CO^3Ag^2 = 275,8$.


$C + O^3 + Ag^2 = CO^3Ag$ préc., état final. $+120^{Cal},5$ état initial. $< +117^{Cal}$

Réaction mesurée :


$2AzO^3Ag$ diss. + CO^3K^2 diss. = CO^3Ag^2 préc. + $2AzO^3K$...... + 11,0

Neutralisation :


CO^2 dissous + Ag^2O précipité = $CO^3Ag + H^2O$................ + 13,9

Ce chiffre représente l'état final du précipité. Au premier moment la chaleur dégagée est inférieure à +10,9.

B., *A.* [5], IV, 177; 1875.

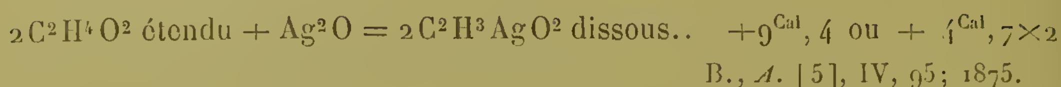
ACÉTATE.


$C^2H^3O^2Ag = 166,9$.


$C^2 + H^3 + Ag + O^2 = C^2H^3AgO^2$ crist... $+95^{Cal},6$ diss... $+91^{Cal},3$

Réaction mesurée :
Azotate d'argent dissous et acétate de soude dissous.

Neutralisation :



$2C^2H^4O^2$ étendu $+ Ag^2O = 2C^2H^3AgO^2$ dissous.. $+9^{Cal},4$ ou $+ 4^{Cal},7\times 2$

B., *A.* [5], IV, 95; 1875.

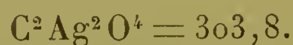
La précipitation n'a pas toujours lieu dans les premiers moments. Dans ce cas, il n'y a pas d'effe[t] thermique appréciable; ce qui montre que la différence entre les chaleurs de neutralisation des deux acides par l'oxyde d'argent et par la soude, avec formation de sels dissous, est la même.

Dissolution :



$C^2H^3AgO^2 +$ eau, à 10°.................................. $- 4^{Cal},3$

OXALATE.

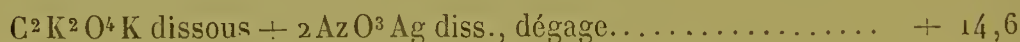


$$C^2Ag^2O^4 = 303,8.$$



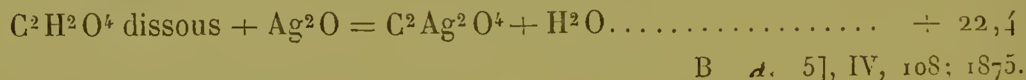
$C^2 + Ag^2 + O^4 = C^2Ag^2O^4$.................................. $+155^{Cal},7$

Réaction mesurée :



$C^2K^2O^4K$ dissous $+ 2AzO^3Ag$ diss., dégage.................. $+ 14,6$

Neutralisation :



$C^2H^2O^4$ dissous $+ Ag^2O = C^2Ag^2O^4 + H^2O$................. $+ 22,4$

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.



ONZIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

OR.

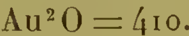
Poids atomique et équivalent : Au = 197.
Poids moléculaire : 394. Monovalent.
Chaleur spécifique moléculaire élémentaire (Violle) :

A 0°	12,5
A 1000°	14,9

Température de fusion : 1045°.

Oxydes.

PROTOXYDE.

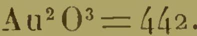


$Au^2O = 410$.

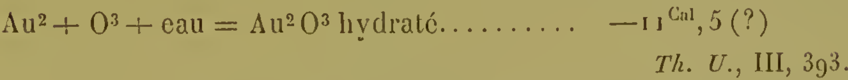


$Au^2 + O = Au^2O$ .... Non mesuré.

PEROXYDE.



$Au^2O^3 = 442$.



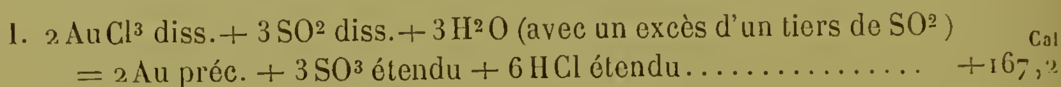
$Au^2 + O^3 +$ eau $= Au^2O^3$ hydraté .... $-11^{Cal},5$ (?)
Th. U., III, 393.

Ce nombre se rapporterait à un état particulier de l'or, précipité de son chlorure par SO^2, état dont la relation avec l'or ordinaire est inconnue (*voir* plus loin).

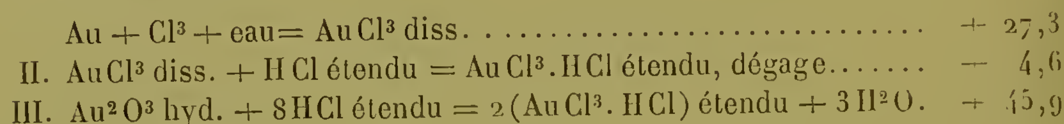
En outre, l'oxyde d'or sur lequel ont porté les expériences suivantes n'offrait pas des propriétés bien définies (*Th. U.*, III, 391).

Il avait été préparé dans la réaction de $3NaOH$ dissoute, agissant à chaud sur une dissolution étendue de chlorure d'or neutre; l'oxyde d'or étant ensuite coagulé et séparé de la liqueur au moyen d'une dissolution de sulfate de soude.

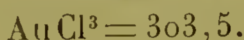
Réactions mesurées :

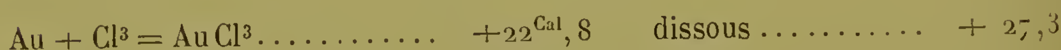

I. $2AuCl^3$ diss. + $3SO^2$ diss. + $3H^2O$ (avec un excès d'un tiers de SO^2) Cal
$= 2Au$ préc. + $3SO^3$ étendu + $6HCl$ étendu .... +167,2

D'où résulte :


$Au + Cl^3 +$ eau $= AuCl^3$ diss. .... + 27,3
II. $AuCl^3$ diss. + HCl étendu $= AuCl^3.HCl$ étendu, dégage....... − 4,6
III. Au^2O^3 hyd. + $8HCl$ étendu $= 2(AuCl^3.HCl)$ étendu + $3H^2O$. + 45,9

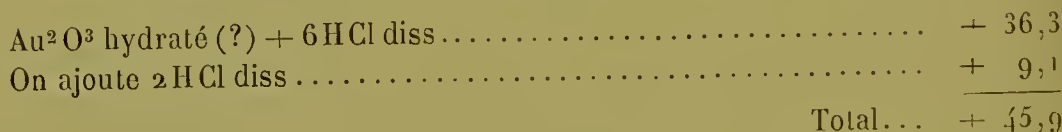
CHLORURE D'OR.


$AuCl^3 = 303,5.$


$Au + Cl^3 = AuCl^3$............ $+22^{Cal},8$ dissous .... + 27,3

Réactions mesurées. — *Voir* l'article précédent.

Neutralisation :


Au^2O^3 hydraté (?) + $6HCl$ diss .... + 36,3
On ajoute $2HCl$ diss .... + 9,1
Total... + 45,9

Dissolution :


$AuCl^3$ + eau .... + 4,45

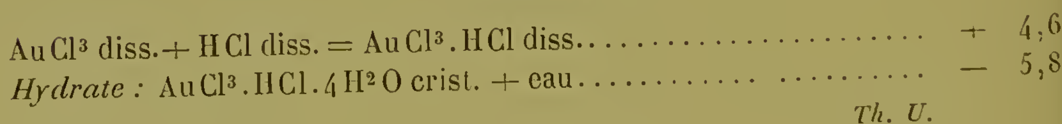
Hydrate :


$AuCl^3.2H^2O$ + eau .... − 1,7

Th.. *U*, III, 395.

Chlorhydrate.

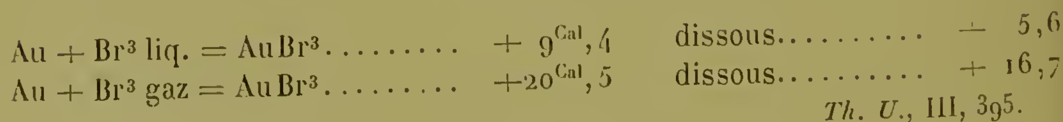

$AuCl^3.HCl.$


$AuCl^3$ diss. + HCl diss. $= AuCl^3.HCl$ diss. .... + 4,6
Hydrate : $AuCl^3.HCl.4H^2O$ crist. + eau .... − 5,8

Th. U.

BROMURE D'OR.


$AuBr^3 = 437.$


$Au + Br^3$ liq. $= AuBr^3$......... $+ 9^{Cal},4$ dissous.......... + 5,6
$Au + Br^3$ gaz $= AuBr^3$......... $+20^{Cal},5$ dissous.......... + 16,7

Th. U., III, 395.

Réactions mesurées :

A. *Neutralisation :*

	Cal
Au^2O^3 hydraté (?) + 6 HBr diss.	+58,2
On ajoute 2 HBr diss.	+15,4
Total.	+73,6

B et C. Contrôle. Mesure des deux couples de réactions suivants :

{ $AuCl^3$ diss. + 3 HBr diss. / $AuBr^3$ diss. + 3 HCl diss. }　{ $AuCl^3$. HCl diss. + 4 HBr diss. / $AuBr^3$. HBr diss. + 4 HCl diss. }

Ces nombres répondraient, par définition, à l'état même de l'or que ce métal est supposé présenter dans la formation de son chlorure, telle qu'elle a été définie ci-dessus.

Dissolution : $AuBr^3$ + eau .... — $3^{Cal},8$

Bromhydrate :

$AuBr^3$ diss. + HBr diss. = $AuBr^3$.HBr diss. .... + $7^{Cal},7$

Hydrate :

$AuBr^3.HBr.5H^2O$ + eau .... — $11^{Cal},4$

Il y a un fait qui jette quelque doute sur les valeurs exprimant les chaleurs de formation des oxyde, chlorure et bromure d'or, c'est que M. Thomsen a trouvé encore :

2($AuBr^3$.HBr) diss. + 3 SO^2 diss. + 3 H^2O (avec un excès d'un tiers de SO^2)
= 2 Au précipité + 3 SO^3 étendu + 8 HBr étendu .... $+123^{Cal},6$

D'où résulterait :

Au + Br^3 + eau = $AuBr^3$ diss. .... + $9^{Cal},0$

au lieu du chiffre +5,6 calculé plus haut.

L'auteur attribue cet écart de $3^{Cal},4$ à l'existence de deux états isomériques différents dans l'or précipité par l'acide sulfureux, selon qu'il est précipité du chlorure d'or, ou du bromure d'or; mais cette isomérie ne repose sur aucune autre preuve. Il est possible que la cause réelle de ces divergences réside dans l'inexactitude des réactions supposées par les équations précédentes, telles que la

réaction de SO^2 et celles des réactions des hydracides sur les chlorure et bromure d'or dissous.

D'après le même auteur, il existerait encore d'autres écarts, distincts du précédent, entre les états de l'or réduit des protochlorure, protobromure, protoiodure, par l'action des hydracides, comparée à celle de l'acide sulfureux. Mais la réalité des réactions chimiques, supposées dans tous ces calculs, n'a pas été suffisamment vérifiée, pour qu'il y ait lieu de reproduire ici ces assertions, relatives aux chaleurs de formation des différents composés. Au surplus, c'est là un sujet très difficile et dans lequel on ne saurait arriver à la certitude, que si l'on vérifie d'une façon expresse et rigoureuse, par un cycle intégral de transformations convenables, l'identité complète de l'état initial et celle de l'état final de l'or et de ses composés : ce qui n'a pas encore pu être réalisé.



DOUZIÈME DIVISION.

PLATINE ET CONGÉNÈRES.

CHAPITRE I.

PLATINE.

Poids atomique : $Pt = 194,9$. Bivalent ou tétravalent. États multiples.

Poids équivalent : 97,5.

Poids moléculaire : 390.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire :

A 0° 12,4

VIOLLE, *C. R.*, LXXXIX, 702; 1879.

A 1200° 18,0

Température de fusion : 1775° (Vio.).

Oxydes

PROTOXYDE.

$PtO = 210,9$.

$Pt + O + \text{eau} = PtO$ hydraté .... $+17^{Cal},9$ (?)

Réaction mesurée :

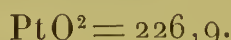
Th. U., III, 428.

Réduction du protoxyde de platine par l'acide formique...... $+48^{Cal},6$

Mais le poids de l'acide carbonique ainsi produit et resté dans la dissolution a été mal déterminé. La pureté du protoxyde de platine employé laisse des doutes. Enfin et surtout, l'état allotropique

du platine mis à nu est différent de celui du platine ordinaire, la relation thermique entre ces deux états du métal demeurant ignorée. Il conviendrait d'établir entre ces deux états un cycle intégral de transformations convenables.

BIOXYDE.



$PtO^2 = 226,9.$

$Pt + O^2$ .... Chaleur de formation inconnue.

Les corps divers, confondus sous le nom de *noir de platine*, renferment des sous-oxydes, mal connus d'ailleurs.

B., *A.* [5], XXX, 531; 1883.

La mousse de platine absorbe l'oxygène libre avec dégagement de chaleur; mais la dose absorbée est très faible.

Dans certains cas, la chaleur dégagée paraîtrait surpasser $+34^{Cal}$, pour un poids fixé de O égal à 16^{gr}.

B., *A.* [5], XXX, 534; 1883.

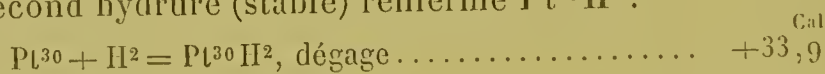
HYDRURES DE PLATINE.

Le platine réduit par l'acide formique, puis séché à 100°, absorbe cent quatorze fois son volume d'hydrogène, en formant successivement deux hydrures, dont la formation respective dégage, pour 1^{gr} de H entré en combinaison : $+17^{Cal}$ et $+14^{Cal},2$.

Ces deux hydrures peuvent être portés à 200° dans le vide; mais le plus hydrogéné est lentement dissociable dans ces conditions. Il absorbe l'oxygène à froid, en formant de l'eau : ce qui permet d'en mesurer la chaleur de formation, au moins pour la portion d'hydrogène fixé qui surpasse le premier hydrure. Il suffit d'empêcher toute élévation notable de température, capable de détruire le second hydrure.

En effet, quand cette absorption est terminée, il reste un hydrure plus stable, contenant les deux tiers de l'hydrogène absorbé d'abord, lequel se décompose seulement au rouge sombre. D'après les données observées,

Le second hydrure (stable) renferme $Pt^{30}H^2$:



$Pt^{30} + H^2 = Pt^{30}H^2$, dégage .... $+33^{Cal},9$

L'hydrure le plus hydrogéné renferme $Pt^{30}H^3$:



$Pt^{30} + H^3 = Pt^{30}H^3$ .... $+42,6$

D'où l'on conclut :



$Pt^{30}H^2 + H$ .... $+ 8,7$

La mousse de platine a fourni des résultats analogues, quoique avec une absorption totale d'hydrogène moindre (35,5 fois le volume du platine seulement).

B., *A.* [5], XXX, 530; 1883.

La chaleur dégagée par la formation de ces combinaisons hydrogénées du platine, et par leur réaction sur l'oxygène, est la cause qui détermine la réaction bien connue du platine sur le mélange tonnant d'hydrogène et d'oxygène. Ces mêmes combinaisons jouent un rôle capital dans les phénomènes de polarisation électrolytiques, observés avec des électrodes de platine. Les autres métaux, employés comme électrodes, donnent lieu à des formations et des observations analogues, mais qui n'ont pas été l'objet de mesures thermiques, à l'exception du palladium.

Chlorures.

PROTOCHLORURE.

$PtCl^2 = 265,9$. Chaleur de formation inconnue.

Sel double : $PtCl^2.2KCl$.

$Pt + Cl^2 + 2KCl$ sol. $= PtCl^2.2KCl$	$+45^{Cal},8$	dissous .	$+33^{Cal},6$
$Pt + Cl^2 + 2KCl$ diss. $=$ sel solide..	$+54^{Cal},2$	dissous .	$+42^{Cal},0$

Th. U., III, 426.

Réactions mesurées :

I. $PtCl^2.2KCl$ diss. $+ Co = Pt + 2KCl$ diss. $+ CoCl^2$ diss.. $+53^{Cal},0$
II. $Co + Cl^2 +$ eau $= CoCl^2$ diss .... $+95^{Cal},0$

L'état du platine précipité n'est pas connu, c'est-à-dire que l'on ignore sa chaleur de transformation en platine ordinaire.

Dissolution :

$PtCl^2.2KCl$ + eau .... $-12^{Cal},2$ (Th.)
$PtCl^2.2AmCl$ + eau.................................. $-8^{Cal},5$

BICHLORURE.

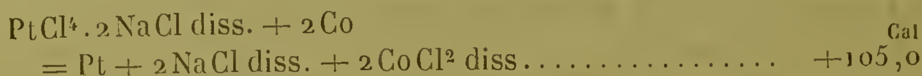
$PtCl^4 = 336,9$.

$Pt + Cl^4 = PtCl^4$ sol............ $+60^{Cal},2$ dissous ... $+79^{Cal},8$

Th. U., III, 426.

PIGEON, *A.* [7], II, 467; 1894.

Réaction mesurée :



$PtCl^4.2NaCl$ diss. $+ 2Co$ Cal
$= Pt + 2NaCl$ diss. $+ 2CoCl^2$ diss .... $+105,0$

Même hypothèse sur l'état de Pt précipité, supposé identique avec Pt ordinaire.

Dissolution :



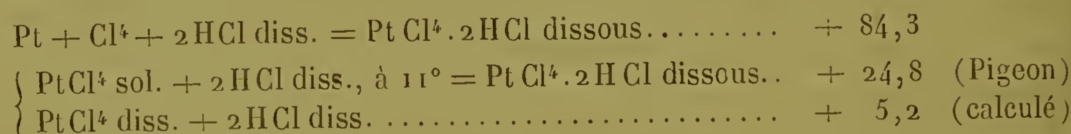
$PtCl^4 +$ eau .... $+ 19,6$ (Pigeon)

Hydrate :



$PtCl^4.5H^2O +$ eau .... $- 1,84$ (Pigeon)

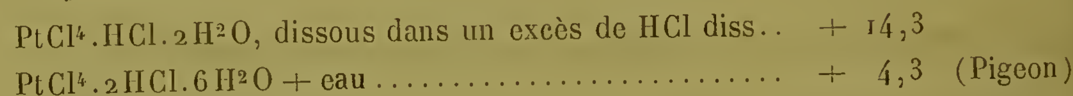
Chlorhydrate :



$Pt + Cl^4 + 2HCl$ diss. $= PtCl^4.2HCl$ dissous .... $+ 84,3$

$PtCl^4$ sol. $+ 2HCl$ diss., à 11° $= PtCl^4.2HCl$ dissous.. $+ 24,8$ (Pigeon)
$PtCl^4$ diss. $+ 2HCl$ diss. .... $+ 5,2$ (calculé)

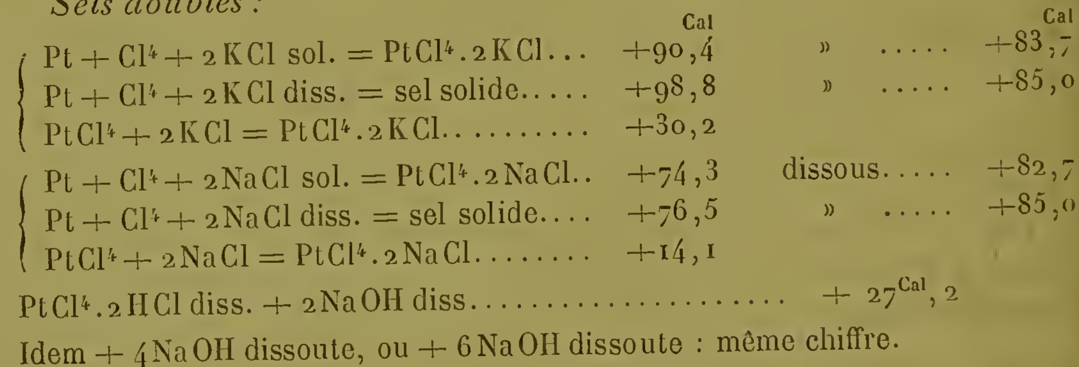
Hydrates :



$PtCl^4.HCl.2H^2O$, dissous dans un excès de HCl diss.. $+ 14,3$

$PtCl^4.2HCl.6H^2O +$ eau .... $+ 4,3$ (Pigeon)

Sels doubles :



	Cal		Cal
$Pt + Cl^4 + 2KCl$ sol. $= PtCl^4.2KCl$...	$+90,4$	»	$+83,7$
$Pt + Cl^4 + 2KCl$ diss. $=$ sel solide.....	$+98,8$	»	$+85,0$
$PtCl^4 + 2KCl = PtCl^4.2KCl$..........	$+30,2$		
$Pt + Cl^4 + 2NaCl$ sol. $= PtCl^4.2NaCl$..	$+74,3$	dissous.....	$+82,7$
$Pt + Cl^4 + 2NaCl$ diss. $=$ sel solide....	$+76,5$	»	$+85,0$
$PtCl^4 + 2NaCl = PtCl^4.2NaCl$........	$+14,1$		

$PtCl^4.2HCl$ diss. $+ 2NaOH$ diss. .... $+ 27^{Cal},2$

Idem $+ 4NaOH$ dissoute, ou $+ 6NaOH$ dissoute : même chiffre.

Th. U., III, 418.



Dissolution : $PtCl^4.2NaCl +$ eau .... Cal $+ 8,5$ (Th.)

Hydrate :



$PtCl^4.2NaCl.6H^2O +$ eau .... $- 10,6$ (Th.)

Dissolution :



$PtCl^4.2KCl +$ eau .... $- 13,8$

Calculé d'après la précipitation du sel Na.



$PtCl^4 + 2AgCl = PtCl^4.2AgCl$........................ $+ 7,7$ (Pigeon)

$PtCl^4.2HCl$ diss. $+ HF$ diss .... $+ 0,0$

Th. U., I, 232.

On remarquera que $PtCl^4$ dissous dans $2HCl$ étendu, ou dans $2NaCl$ étendu, et généralement dans $2RCl$ ou R_1Cl^2 étendu, dégage la même quantité de chaleur : ce qui correspond à l'existence d'un acide *platinochlorhydrique,* dégageant avec les bases la même quantité de chaleur que l'acide chlorhydrique qu'il renferme. Ces observations s'appliquent à un grand nombre d'acides métalliques conjugués, tels que les acides ferro et ferricyanhydrique (ce Volume, p. 294-296), mercuriodhydrique (p. 358), mercurobromhydrique (p. 355), mercurocyanhydrique (p. 362), argentocyanhydrique (p. 374), etc.

PROTOBROMURE.



$PtBr^2 = 354,9.$

Chaleur de formation : inconnue.

Sel double : $PtBr^2.2KBr$.

	Cal
$Pt + Br^2$ liquide $+ 2KBr = PtBr^2.2KBr$	+31,4
» » sel dissous	+20,8
$Pt + Br^2$ liquide $+ 2KBr$ dissous = sel solide	+42,2
» » sel dissous	+31,6

Th. U., III, 426.

Réactions mesurées :

I. $PtBr^2.2KBr$ dissous $+ Co = Pt + 2KBr$ dis. $+ CoBr^2$ diss.	+41,0
II. $Co + Br^2$ liquide + eau $= CoBr^2$ dissous	+73,4

Dissolution :

$PtBr^2.2KBr$ + eau	−10,6

BIBROMURE.



$PtBr^4 = 514,9.$

$Pt + Br^4$ liquide $= PtBr^4$ solide	$+42^{Cal},4$	dissous	$+52^{Cal},3$
$Pt + Br^4$ gaz $= PtBr^4$ solide	$+57^{Cal},2$	»	$+67^{Cal},1$

PIGEON, *A.* [7], II, 467; 1894.

Réactions mesurées :

A. $PtBr^4$ dissous $+ 4Co = Pt + 2CoBr^2$ dissous	+93,6

(Même hypothèse que plus haut : Pt précipité étant supposé identique avec Pt ordinaire).

PIGEON.

B. $PtBr^2.2KBr$ dissous $+ Br^2$ liquide	+25,4

Th. U., III, 424.

C. $PtBr^4.2KBr$ dissous $+ 2Co$	+89,2

Th. U., III, 424.

D. $PtBr^4.2NaBr + 2Co$	+88,2

Dissolution :

	Cal
$PtBr^4$ + eau	+ 9,9

PIGEON, Mémoire cité, p. 483.

Bromhydrate :

$PtBr^4 + 2HBr$ dissous = $PtBr^4.2HBr$ dissous	+18,3

PIGEON, Mémoire cité, p. 483.

Donc

$PtBr^4$ dissous + $2HBr$ dissous	+ 8,4
Hydrate : $PtBr^4.2HBr.9H^2O$ + eau	— 2,9

Sels doubles : *Th. U.*, III, p. 422-430.

Pt + Br^4 liq. + $2KBr$ = $PtBr^4.2KBr$	+58,8
Pt + Br^4 liq. + $2KBr$ dissous = $PtBr^4.2KBr$, sel dissous	+57,6
$PtBr^4 + 2KBr = PtBr^4.2KBr$	+16,4
Dissolution : $PtBr^4.2KBr$ + eau	—12,3
Pt + Br^4 liq. + $2NaBr$ = $PtBr^4.2NaBr$	+48,0
Pt + Br^4 liq. + $2NaBr$ dissous = $PtBr^4.2NaBr$, sel dissous	+58,6
$PtBr^4 + 2NaBr = PtBr^4.2NaBr$	+ 5,6
Dissolution : $PtBr^4.2NaBr$ + eau	+10,0
Hydrate : $PtBr^4.2NaBr.6H^2O$ + eau	+ 8,55
$PtBr^4 + 2AgBr = PtBr^4.2AgBr$	+10,4

PIGEON.

BIIODURE.

$PtI^4 = 702,9.$

Pt + I^4 solide = PtI^4 solide	$+17^{Cal},4$
Pt + I^4 gaz = PtI^4 solide	$+43^{Cal},6$

Réactions mesurées :

I. Dissolution de l'iodure dans un excès NaI (c'est-à-dire formation de $PtI^4.2NaI$ dissous)	+ 7,3

PIGEON, Mémoire cité, p. 495.

II. Réduction de la liqueur par 2Co	+56,7

HYDRATE DE PLATODIAMINE.

(base divalente) :

$Pt(AzH^3)^4O.H^2O$ dissoute + SO^4H^2 étendu	$+30^{Cal},85$
» + $2HCl$ étendu	$+27^{Cal},3$

Th. U., I, 400.

CHAPITRE II.

PALLADIUM.

Poids atomique : Pd = 106,5. États multiples.
Poids équivalent : 53,2.
Poids moléculaire : 213.
Chaleur spécifique moléculaire élémentaire :

A 0°	12,4
A 500°	14,5
A 1300°	17,9

VIOLLE, *C. R.*, LXXXVII, 981 ; 1878.

Température de fusion : 1500°.
Chaleur de fusion : $7^{Cal},9$.

OXYDE PALLADEUX.

$PdO = 122,5$.

Pd + O + eau = PdO hydrate précipité .... $+21^{Cal},0$

Jo., *C. R.*, XCV, 295 ; 1882.

Réactions mesurées :

A. On a opéré avec Pd réduit par l'acide formique et chauffé à 500°.

I.	$Pd + Br^2$ liq. $+ 2KBr$ dissous $= PdBr^2.2KBr$ dissous .	$+27^{Cal},7$
II.	$PdBr^2$ précipité $+ 2KBr$ dissous, dégage	$+2,8$

d'où l'on conclut :

$Pd + Br^2$ liquide $= PdBr^2$ solide .... $+24,9$

III. $(PdBr^2.2KBr)$ dissous $+ 2KOH$ dissoute
$= PdO$ précipité $+ 4KBr$ dissous $+ H^2O$ .... $+9,0$

d'où :

$Pd + O = PdO$ précipité .... $+21,0$

B. Réduction du chlorure palladeux par CuCl :

I.	($PdCl^2.2KCl$) dissous + $2CuCl$ sol. = Pd + $2CuCl^2$ dissous + 2 KCl dissous	Cal +8,8
II.	$PdCl^2$ + 2 KCl dissous = $PdCl^2.2KCl$ dissous	+4,7
III.	$PdCl^2.2KCl$ dissous + 2 KOH dissoute	+12,6
IV.	CuCl + Cl + eau = $CuCl^2$ dissous (*voir* p. 318)	+27,1

d'où résulte :

Pd + Cl^2 = $PdCl^2$ précipité	+40,7
Pd précipité à froid + O = PdO précipité	+20,8
Pd précipité par le chlorure cuivreux + O = PdO précipité	+21,0

D'après la concordance des chiffres fournis par les méthodes A et B, on peut conclure que le palladium, précipité à froid par le chlorure cuivreux, ne diffère pas sensiblement du palladium précipité par l'acide formique et chauffé à 500°.

Neutralisation : PdO préc. + 2 HCl diss. = $PdCl^2$ préc. + H^2O .. $+10^{Cal},8$

OXYDE PALLADIQUE.

$PdO^2 = 138,1$.

Pd + O^2 + eau = PdO^2 hydrate précipité .... $+29^{Cal},1$

Réactions mesurées :

I.	$PdCl^4.2KCl$ cristallisé + 4 KI dissous = PdI^2 précipité + I^2 + 6 KCl dissoute	Cal +34,6
II.	Pd + I^2 = PdI^2	+15,3
III.	$PdCl^4.2KCl$ solide + 4 NaOH dissoute = PdO^2 hydraté + 2 KCl dissous + 4 NaCl diss. + $2H^2O$	+18,0

Th. U., III, 437.

d'où :

Pd + O^2 + eau = PdO^2 hydraté	+29,1
PdO^2 + 6 HCl étendu, = $PdCl^4.2HCl$ dissous, environ	+22,0

HYDRURES DE PALLADIUM.

Le palladium condense 700 à 800 fois son volume d'hydrogène, ce qui est voisin des rapports $Pd^{15}H$.

La mousse de palladium renferme en général de l'oxygène, qui concourt à l'absorption de l'hydrogène, en formant de l'eau.

La mousse de palladium, exempte d'oxygène, a dégagé $+5^{Cal},7$

au début de l'absorption, et $+3^{Cal},9$ à la fin, pour chaque gramme d'hydrogène, H, condensé.

La moyenne est $+4^{Cal},6$.

FAVRE, *C. R.*, LXXVIII, 1263; 1874.

CHLORURE PALLADEUX.

$PdCl^2 = 177,5$.

$Pd + Cl^2 = PdCl^2$ précipité .... $+40^{Cal},5$

Jo., *C. R.*, XCV, 295; 1882.

Chlorhydrate :

$PdCl^2 + 2HCl$ dissous $= PdCl^2.2HCl$ dissous .... $+4^{Cal},5$

PdO précipité $+ 2HCl$ dissous $= PdCl^2$ précipité $+ H^2O$. $+10,8$

Jo.

PdO précipité $+ 4HCl$ dissous $= PdCl^2.2HCl$ dissous ... $+14,4$

Th. U., III, 438.

Réactions mesurées :

$PdCl^2.2HCl$ dissous $+ 2NaOH$ dissoute .... $+27,2$

Ce chiffre est le même pour $2HCl$ libre (*voir* plus haut, p. 385).

Sel double :

$PdCl^2 + 2KCl$ dissous $= PdCl^2.2KCl$ dissous .... $+4,7$

Dissolution :

$PdCl^2.2KCl$ + eau .... $-13,6$

CHLORURE PALLADIQUE.

$PdCl^4 = 248,5$.

Chaleur de formation :

$Pd + Cl^4 = PdCl^4$: inconnue.

$Pd + Cl^4 + 2KCl = PdCl^4.2KCl$ .... $+77^{Cal},1$

$Pd + Cl^4 + 2KCl$ dissous .... $+85^{Cal},5$

Voir Oxyde palladique.

BROMURE PALLADEUX.

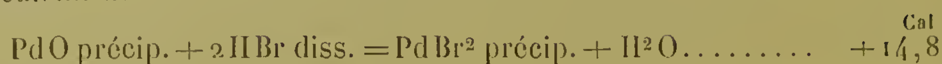
$PdBr^2 = 266,5$.

$Pd + Br^2$ liquide $= PdBr^2$ solide .... $+24^{Cal},9$

$Pd + Br^2$ gaz $= PdBr^2$ solide .... $+32,8$

Jo., *C. R.*, XCV, 295; 1882.

Neutralisation :



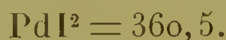
	Cal
PdO précip. + $2HBr$ diss. = $PdBr^2$ précip. + H^2O	+14,8

Sel double :



$PdBr^2$ précipité + $2KBr$ dissous	+ 2,8
$PdBr^2.2KBr$ + eau	−12,5

IODURE PALLADEUX,



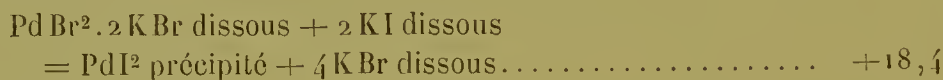
$$PdI^2 = 360,5.$$



$Pd + I^2$ solide = PdI^2 précipité	+13,4
$Pd + I^2$ gaz = PdI^2	+27,0

Jo., Mémoire cité.

Réactions mesurées :



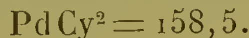
$PdBr^2.2KBr$ dissous + $2KI$ dissous = PdI^2 précipité + $4KBr$ dissous	+18,4

Neutralisation :



PdO précipité + $2HI$ dissous = $PdI^2 + H^2O$	+35,8

CYANURE PALLADEUX.



$$PdCy^2 = 158,5.$$



	Cal
$Pd + C^2 + Az^2 = C^2Az^2Pd$	−52,6
$Pd + Cy^2 = PdCy^2$	+21,3

Jo., Mémoire cité.

Neutralisation :



PdO précipité + $2HCy$ dissous = $PdCy^2$ précipité + H^2O	+44,8



DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

LIVRE III.

PREMIÈRE DIVISION.

CARBURES D'HYDROGÈNE.

La formation des composés organiques a été calculée en général d'après les chaleurs de combustion, mesurées à volume constant dans la bombe calorimétrique et réduites par le calcul à pression constante : le dernier chiffre est seul donné ici. On évalue la formation depuis le carbone diamant. Si on la calcule, depuis le carbone amorphe, elle varie suivant les états divers de ce carbone. Quand il a été calciné au rouge, il faut ajouter $+3^{Cal},34$ par atome de carbone (diamant). Si on la rapporte au graphite, il suffit d'ajouter $+0^{Cal},50$. Pour ces états allotropiques du carbone et pour le carbone gazeux, *voir* p. 79.

CHAPITRE I.

CARBURES RENFERMANT UN ATOME DE CARBONE.

MÉTHANE OU FORMÈNE.

FORMÈNE (*hydrure de méthyle*).


$CH^4 = 16.$


C diamant $+ H^4 = CH^4$ .... $+ 18^{Cal},9$

B., *A*. [5], XXIII, 178; 1881.

Réaction mesurée :

Combustion :


$CH^4 + O^4 = CO^2 + 2\,H^2O$ .... $+213^{Cal},5$

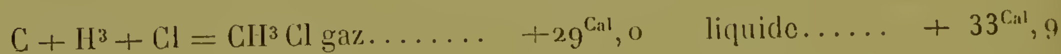
Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à pression constante (100°-200°) : 9,5 (R.).

Température d'ébullition : —164° (Olz.).

Dérivés chlorés.

FORMÈNE CHLORÉ (*éther méthylchlorhydrique, chlorure de méthyle*).


$CH^3Cl = 50,5.$


$C + H^3 + Cl = CH^3Cl$ gaz........ $+29^{Cal},0$ liquide...... $+ 33^{Cal},9$


$CH^4 + Cl^2 = CH^3Cl + HCl$.................................. $+ 32^{Cal},1$

B., *A*. [5], XXIII, 217; 1881.

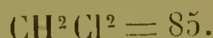
Combustion :


$CH^3Cl + O^3 +$ eau $= CO^2 + H^2O$ liq. $+ HCl$ diss.............. $+173^{Cal},7$

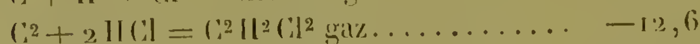
Chaleur de vaporisation : $4^{Cal},9$.

CHAPPUIS, *C. R.*, CIV, 897; 1887.

FORMÈNE BICHLORÉ (*chlorure de méthylène*).


$CH^2Cl^2 = 85.$

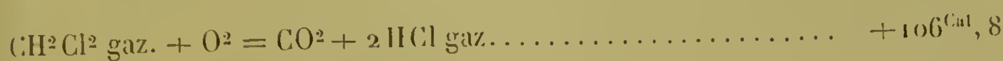

$C + H^2 + Cl^2 = CH^2Cl^2$ gaz............ $+31^{Cal},4$ liq...... $+ 37^{Cal},8$


$C^2 + 2\,HCl = C^2H^2Cl^2$ gaz............ $-12,6$


$CH^4 + 2\,Cl^2 = CH^2Cl^2$ gaz. $+ 2\,HCl$...... $+75,4$ ou $+ 37,7 \times 2$

B. et OG., *A*. [5], XXIII. 226; 1881.

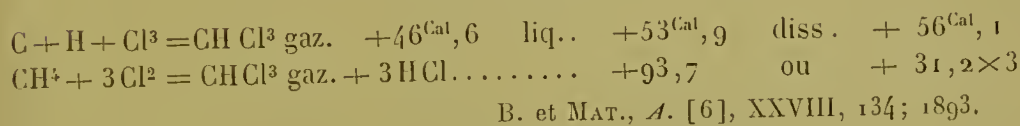
Combustion :


CH^2Cl^2 gaz. + O^2 = CO^2 + 2 HCl gaz........................ +106^{Cal},8

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal},4 (B. et Og.).
Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (15°-40°) : 23,2 (B. et Og.).

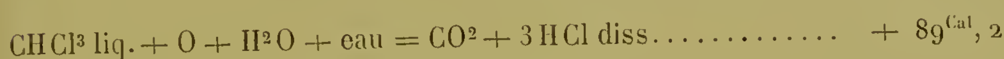
FORMÈNE TRICHLORÉ (*chloroforme*).


$CHCl^3$ = 119,5.


C + H + Cl^3 = $CHCl^3$ gaz. +46^{Cal},6 liq.. +53^{Cal},9 diss. + 56^{Cal},1
CH^4 + 3 Cl^2 = $CHCl^3$ gaz. + 3 HCl......... +93,7 ou + 31,2×3

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 134; 1893.

Combustion :

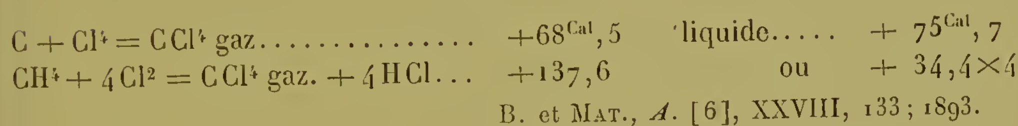

$CHCl^3$ liq. + O + H^2O + eau = CO^2 + 3 HCl diss............. + 89^{Cal},2

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal},3 (R.).
Chaleur spécifique moléculaire élément. liquide (+30° à +60°) : 27,8 + 0,012 t (R.).
Chaleur spécifique moléculaire élém. gazeuse : 16,3 + 0,0164 t (Wiedemann).
Dissolution : (1 p. + 160 p. eau), à 16° + 2^{Cal},2.

B., *A.* [5], XII, 543; 1877.

FORMÈNE PERCHLORÉ (*perchlorure de carbone*).


CCl^4 = 154.


C + Cl^4 = CCl^4 gaz............... +68^{Cal},5 liquide..... + 75^{Cal},7
CH^4 + 4 Cl^2 = CCl^4 gaz. + 4 HCl... +137,6 ou + 34,4×4

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 133; 1893.

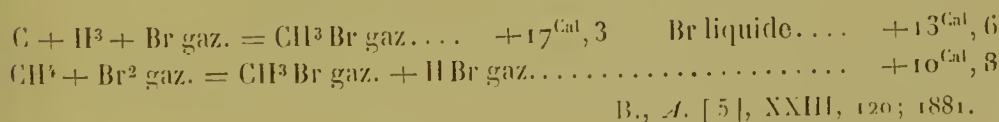
Combustion :


CCl^4 liq. + 2 H^2O + eau = CO^2 + 4 HCl diss................. + 37^{Cal},3

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal},2 (R.).
Chaleur spécifique moléc. élém. liquide : 30,5 + 0,028 t (R.).

FORMÈNE BROMÉ (*éther méthylbromhydrique, bromure de méthyle*).


CH^3Br = 95.


C + H^3 + Br gaz. = CH^3Br gaz.... +17^{Cal},3 Br liquide.... +13^{Cal},6
CH^4 + Br^2 gaz. = CH^3Br gaz. + HBr gaz...................... +10^{Cal},8

B., *A.* [5], XXIII, 120; 1881.

Combustion :



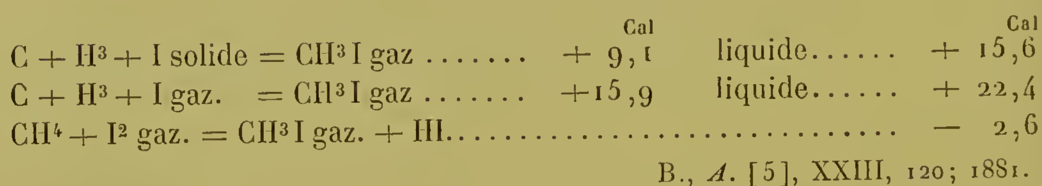
CH^3Br gaz. $+ 3\frac{1}{2}O = CO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O +$ Br gaz .... $+180^{Cal},4$

Remarque : En général, la combustion des composés bromés laisse à désirer, l'état des produits n'étant pas assez exactement défini.

FORMÈNE IODÉ (*éther méthyliodhydrique, iodure de méthyle*).



$$CH^3I = 142.$$



	Cal		Cal
$C + H^3 + I$ solide $= CH^3I$ gaz	$+ 9,1$	liquide......	$+ 15,6$
$C + H^3 + I$ gaz. $= CH^3I$ gaz	$+15,9$	liquide......	$+ 22,4$
$CH^4 + I^2$ gaz. $= CH^3I$ gaz. $+ HI$........................			$- 2,6$

B., *A.* [5], XXIII, 120; 1881.

Combustion :



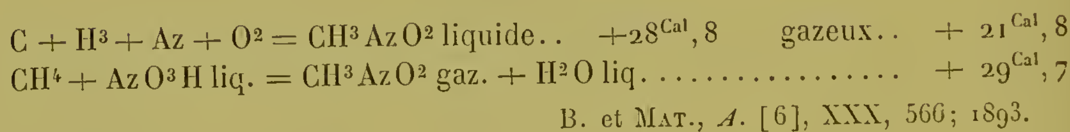
CH^3I gaz. $+ 3\frac{1}{2}O = CO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O + I$ solide.................. $+188,7$

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},5$ (Andrews).

FORMÈNE NITRÉ (*nitrométhane*).



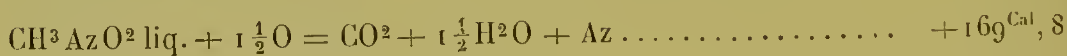
$$CH^3AzO^2 = 61.$$



$C + H^3 + Az + O^2 = CH^3AzO^2$ liquide..	$+28^{Cal},8$	gazeux..	$+ 21^{Cal},8$
$CH^4 + AzO^3H$ liq. $= CH^3AzO^2$ gaz. $+ H^2O$ liq.			$+ 29^{Cal},7$

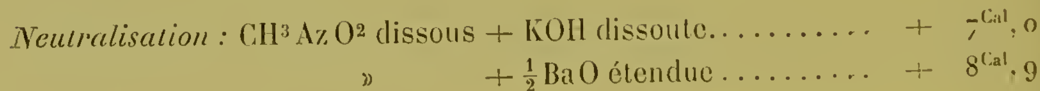
B. et MAT., *A.* [6], XXX, 566; 1893.

Combustion :



CH^3AzO^2 liq. $+ 1\frac{1}{2}O = CO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O + Az$ .... $+169^{Cal},8$

Chaleur de vaporisation : $+ 7^{Cal},0$.
Chaleur de dissolution : $- 0,6$.



Neutralisation : CH^3AzO^2 dissous $+ KOH$ dissoute...........	$+$	$7^{Cal},0$
» $+ \frac{1}{2}BaO$ étendue	$+$	$8^{Cal},9$

Il existe un isomère du nitrométhane : l'éther méthylnitreux ou nitrite de méthyle



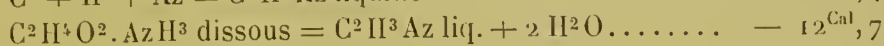
$$CH^4O + AzO^2H = CH^3AzO^2 + H^2O.$$

Calculée d'après les analogies, la chaleur de formation de ce composé différerait très peu de celle de son isomère.

FORMÈNE CYANÉ (*Cyanure de méthyle, nitrile acétique*).


C^2H^3Az ou $CH^3Cy = 41$.

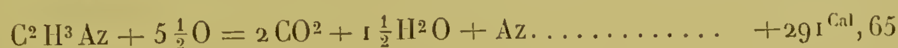

$C^2 + H^3 + Az = C^2H^3Az$ liquide .... $+ \quad 0^{Cal},45$


$C^2H^4O^2.AzH^3$ dissous $= C^2H^3Az$ liq. $+ 2\,H^2O$ .... $- \quad 12^{Cal},7$


» crist. » .... $- \quad 12^{Cal},5$

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 108; 1889.

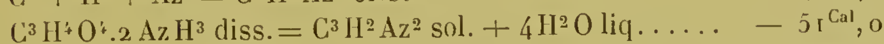
Combustion :

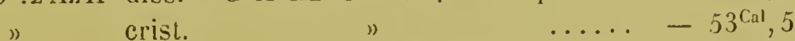

$C^2H^3Az + 5\frac{1}{2}O = 2\,CO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O + Az$ .... $+291^{Cal},65$

FORMÈNE DICYANÉ (*nitrile malonique*).


$C^3H^2Az^2 = CH^2Cy^2 = 66$.


$C^3 + H^2 + Az^2 = C^3H^2Az^2$ crist. .... $- \quad 43^{Cal},2$


$C^3H^4O^4.2\,AzH^3$ diss. $= C^3H^2Az^2$ sol. $+ 4\,H^2O$ liq. ..... $- \quad 51^{Cal},0$


» crist. » ...... $- \quad 53^{Cal},5$

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 131; 1889.

Combustion :


$C^3H^2Az^2 + 7\,O = 3\,CO^2 + H^2O + Az$ .... $+395^{Cal},1$

Autres dérivés du formène.

Voir *alcool méthylique*, CH^4O ; *aldéhyde méthylique*, CH^2O ; *acide formique*, CH^2O^2 ; *éthers formiques : méthylamine*, CH^5Az, etc.)



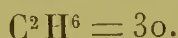
CHAPITRE II.

CARBURES RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — ÉTHANE.

ÉTHANE.

(*Hydrure d'éthylène, diméthyle, trihydrure de carbone*).


$C^2H^6 = 30$.

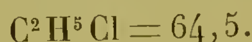

$2C + 2H^3 = C^2H^6$ .... $+ 23^{Cal},3$

B. et Mat., *A.* [6], XXX, 558; 1893.

Combustion :

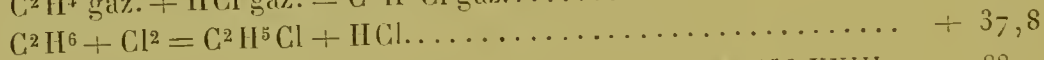

$C^2H^6 + 7O = 2CO^2 - 3H^2O$ .... $+372^{Cal},3$

ÉTHANE CHLORÉ (*Éther éthylchlorhydrique, chlorure d'éthyle, chlorhydrate d'éthylène*).


$C^2H^5Cl = 64,5$.

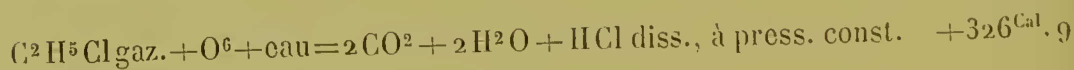

$C^2 + H^5 + Cl = C^2H^5Cl$ liq .... $+45^{Cal},5$ gaz .... $+ 39^{Cal},1$


C^2H^4 gaz. + HCl gaz. = C^2H^5Cl gaz .... $+ 31,7$


$C^2H^6 + Cl^2 = C^2H^5Cl + HCl$ .... $+ 37,8$

B., *A.* [5] XXIII, 221; 1881.

Combustion :


C^2H^5Cl gaz. $+ O^6 +$ eau $= 2CO^2 + 2H^2O + HCl$ diss., à press. const. $+326^{Cal},9$

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},45$ (R.).

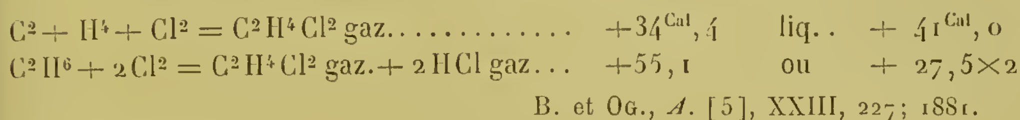
Chaleur spécifique moléculaire liquide. moyenne (−27° à +4°,5) : 27,6 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gaz., moyenne (+21° à +190°) : 17,7 (R.).

ÉTHANES BICHLORÉS.

$C^2H^4Cl^2 = 99$. — Plusieurs isomères.

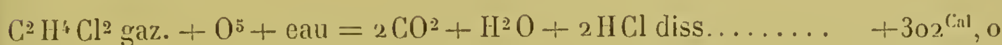
I. CHLORURE D'ÉTHYLIDÈNE (*aldéhyde dichlorhydrique*).



$C^2 + H^4 + Cl^2 = C^2H^4Cl^2$ gaz.............	$+34^{Cal},4$	liq..	$+41^{Cal},0$
$C^2H^6 + 2Cl^2 = C^2H^4Cl^2$ gaz. $+ 2HCl$ gaz...	$+55,1$	ou	$+27,5 \times 2$

B. et OG., *A.* [5], XXIII, 227; 1881.

Combustion :



$C^2H^4Cl^2$ gaz. $+ O^5 +$ eau $= 2CO^2 + H^2O + 2HCl$ diss......... $+302^{Cal},0$

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},6$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (13° à 50°) : 31,2.

II. CHLORURE D'ÉTHYLÈNE (*glycol dichlorhydrique*).

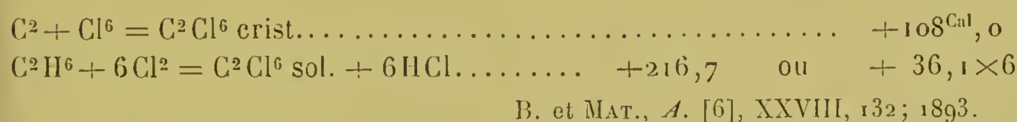
Chaleur de formation dans l'état gazeux : identique à celle du chlorure d'éthylidène, d'après le chiffre mesuré par Th. (*Th. U.*, IV, 104).

Chaleur spécifique moléc. élém. liq., $28,9 + 0,0044\,t$ (R.).

Chaleur spécifique moléc. gazeuse, moyenne (+111° à +221°) : 22,7 (R.).

ÉTHANE PERCHLORÉ (*sesquichlorure de carbone*).

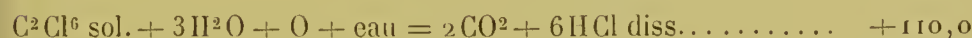
$C^2Cl^6 = 237$.



$C^2 + Cl^6 = C^2Cl^6$ crist....................................			$+108^{Cal},0$
$C^2H^6 + 6Cl^2 = C^2Cl^6$ sol. $+ 6HCl$.........	$+216,7$	ou	$+36,1 \times 6$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 132; 1893.

Combustion :

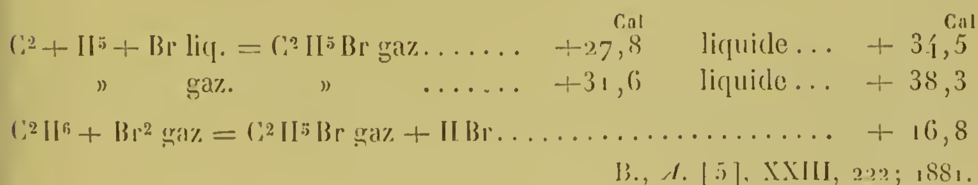


C^2Cl^6 sol. $+ 3H^2O + O +$ eau $= 2CO^2 + 6HCl$ diss........... $+110,0$

ÉTHANE BROMÉ

(*éther bromhydrique, bromure d'éthyle, bromhydrate d'éthylène*).

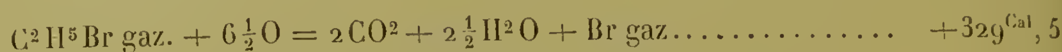
$C^2H^5Br = 109$.



	Cal		Cal
$C^2 + H^5 +$ Br liq. $= C^2H^5Br$ gaz.......	$+27,8$	liquide...	$+34,5$
» gaz. »	$+31,6$	liquide...	$+38,3$
$C^2H^6 + Br^2$ gaz $= C^2H^5Br$ gaz $+ HBr$........................			$+16,8$

B., *A.* [5], XXIII, 222; 1881.

Combustion :


C^2H^5Br gaz. + $6\frac{1}{2}O = 2CO^2 + 2\frac{1}{2}H^2O$ + Br gaz .... $+329^{Cal},5$

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},7$.

B., *A.* [5], XVII, 137; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (+5° à +20°) : 23,6 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire élém. gazeuse : $14,76 + 0,0388\,t$ (Wied.).

PERBROMURES.

	Cal
C^2H^5Br liq. + Br liq., à 9°	+ 1,4
» + Br^2 »	+ 2,3
» + Br^3 »	+ 3,0

B., *A.* [5], XXIII, 223; 1881.

Formation d'un perbromure d'éthyle dissocié.

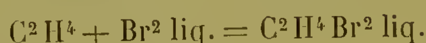
ÉTHANE BIBROMÉ.

Bromure d'éthylène : $C^2H^4Br^2 = 188$.

	Cal
$C^2 + H^4 + Br^2$ liquide = $C^2H^4Br^2$ liquide	+ 14,7
» gazeux » gazeux	+ 13,9
C^2H^4 gaz. + Br^2 liquide = $C^2H^4Br^2$ liquide....................	+ 29,3
C^2H^4 gaz. + Br^2 gazeux = $C^2H^4Br^2$ gazeux	+ 28,3
$C^2H^6 + 2Br^2$ gaz. = $C^2H^4Br^2$ gaz. + 2HBr....................	+ 15,2

B., *A.* [5], IX, 296; 1876.

Réaction mesurée : expérience directe.


$C^2H^4 + Br^2$ liq. = $C^2H^4Br^2$ liq.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},2$.

B., *A.* [5], XVII, 137.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (+13° à 160°) : 33,0 (R.).

ÉTHANE IODÉ

(*éther iodhydrique, iodure d'éthyle, iodhydrate d'éthylène*).


$C^2H^5I = 156$.

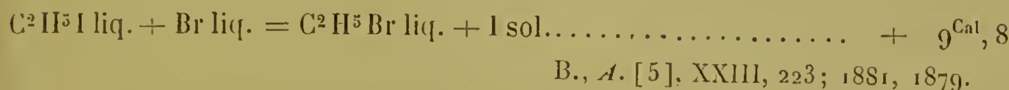
$C^2 + H^5 + I$ solide = C^2H^5I gazeux....	$+17^{Cal},2$	liquide ...	$+24^{Cal},7$
» gazeux »	$+24^{Cal},0$	liquide ...	$+31^{Cal},5$

$C^2H^6 + I^2$ gaz. = C^2H^5I gaz. + HI..............................	+ 11,1
$C^2H^4 + HI = C^2H^5I$ gaz..............................	+ 38,2

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},5$ (R.).

Chaleur spécifique moléc. élém. liquide : $25,2 + 0,026\,t$ (R.).

Réaction mesurée :

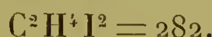


C^2H^5I liq. + Br liq. = C^2H^5Br liq. + I sol. . . . . + $9^{Cal},8$

B., *A.* [5], XXIII, 223; 1881, 1879.

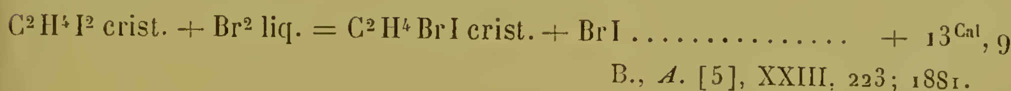
Les nombres calculés dépendent de l'exactitude des chiffres relatifs à C^2H^5Br.

ÉTHANE BIIODÉ (*iodure d'éthylène*) :



$C^2H^4I^2 = 282.$

Réaction mesurée :



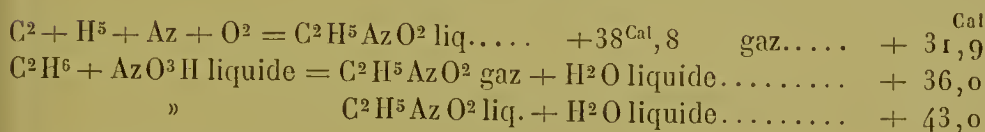
$C^2H^4I^2$ crist. + Br^2 liq. = C^2H^4BrI crist. + BrI . . . . + $13^{Cal},9$

B., *A.* [5], XXIII, 223; 1881.

NITRÉTHANE.



$C^2H^5AzO^2 = 75.$

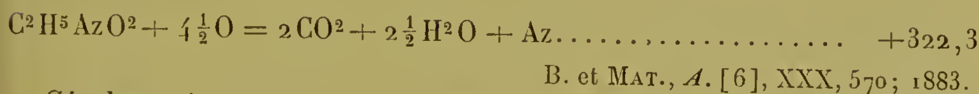


$C^2 + H^5 + Az + O^2 = C^2H^5AzO^2$ liq. . . . . . $+38^{Cal},8$ gaz. . . . . + $31^{Cal},9$

C^2H^6 + AzO^3H liquide = $C^2H^5AzO^2$ gaz + H^2O liquide. . . . . + 36,0

» $C^2H^5AzO^2$ liq. + H^2O liquide. . . . . + 43,0

Combustion :



$C^2H^5AzO^2 + 4\frac{1}{2}O = 2CO^2 + 2\frac{1}{2}H^2O + Az$. . . . . +322,3

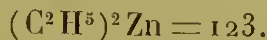
B. et MAT., *A.* [6], XXX, 570; 1883.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},9$.



Neutralisation : $C^2H^5AzO^2$ dissous + KOH dissoute. . . . . + 10,1

ÉTHANE ZINCÉ (*zinc éthyle*).

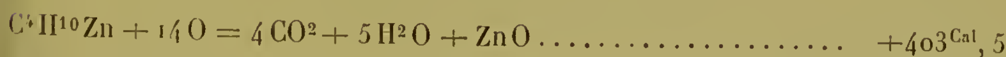


$(C^2H^5)^2Zn = 123.$



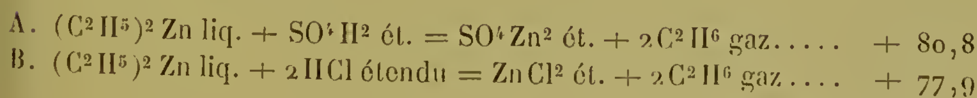
$2C^2 + 2H^5 + Zn = C^4H^{10}Zn$ liquide . . . . + $2^{Cal},8$

Combustion :



$C^4H^{10}Zn + 14O = 4CO^2 + 5H^2O + ZnO$ . . . . $+403^{Cal},5$

Réactions mesurées :



A. $(C^2H^5)^2Zn$ liq. + SO^4H^2 ét. = SO^4Zn^2 ét. + $2C^2H^6$ gaz. . . . . + 80,8

B. $(C^2H^5)^2Zn$ liq. + 2HCl étendu = $ZnCl^2$ ét. + $2C^2H^6$ gaz. . . . + 77,9

GUNTZ, *C. R.*, CV, 673; 1887.

	Cal
D'après A : $2C^2 + 2H^5 + Zn = C^4H^{10}Zn$ dégage......	+ 2,7
D'après B : »	+ 2,9
Moyenne................	+ 2,8

La substitution de Zn à H^2 :

$2C^2H^6 + Zn = (C^2H^5)^2Zn + H^2$, absorbe	−43,8

ÉTHANE CYANÉ

(*nitrile propionique, éther éthylcyanhydrique, cyanure d'éthyle*).

C^2H^5Cy ou $C^3H^5Az = 55$... liquide.

$C^3 + H^5 + Az = C^3H^5Az$ liq.........................	+ 8^{Cal},7
$C^3H^6O^2.AzH^3$ dissous = C^3H^5Az liq. + $2H^2O$.........	— 8^{Cal},8

Combustion : +446,7.

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 115; 1889.

Chaleur spécifique moléc. élém. liquide : 28,0 + 0,14 *t* (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (+116° à +221°) : 23,4 (R.).

ÉTHANE DICYANÉ (*nitrile succinique*).

$C^2H^4Cy^2 = 80$.

$C^4 + H^4 + Az^2 = C^2H^4Cy^2$ crist.....................	−29^{Cal},8
$C^4H^6O^4.2AzH^3$ dissous = $C^4H^4Az^2$ sol + $4H^2O$ liq....	−42,7
» crist. »	−49,2

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 134; 1889.

Combustion : +545,0.

Dérivés sulfuriques de l'éthane.

Voir *Ethylène : acides iséthionique et éthylsulfurique.*

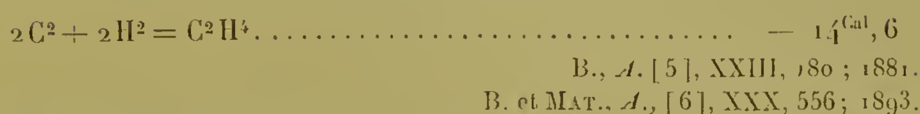
Autres dérivés de l'éthane.

Voir *alcool*, C^2H^6O; *glycol*, $C^2H^6O^2$; *aldéhyde*, C^2H^4O; *glyoxal*, $C^2H^2O^2$; *acide acétique*, $C^2H^4O^2$; *acide glycollique*, $C^2H^4O^3$; *acide oxyglycollique*, $C^2H^4O^4$; *acide oxalique*, $C^2H^2O^4$; *éthers* et *amides de ces acides; éthylamine*, C^2H^7Az; etc.

Et plus généralement, les dérivés de l'éthylène et de l'acétylène.

Deuxième section. — ÉTHYLÈNE.

$C^2H^4 = 28$ (gaz oléfiant, bihydrure de carbone).



$2C^2 + 2H^2 = C^2H^4$ .... $-14^{Cal},6$

B., *A.* [5], XXIII, 180; 1881.
B. et MAT., *A.*, [6], XXX, 556; 1893.

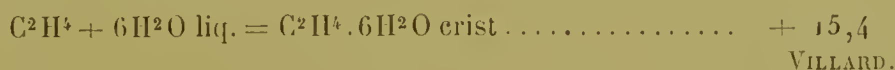
Combustion : $+341^{Cal},1$.

Chaleur spécifique moléc. élém., à pression constante (Wie) :



A 0° .... $9^{Cal},42$
A 200° .... $14,0$

Hydrate instable :



$C^2H^4 + 6H^2O$ liq. $= C^2H^4.6H^2O$ crist .... $+15,4$

VILLARD.

Dérivés chlorés.

ÉTHYLÈNE PERCHLORÉ.

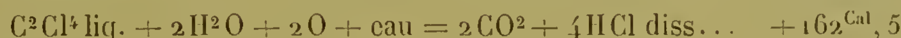
$C^2Cl^4 = 166$.



$C^2 + Cl^4 = C^2Cl^4$ liquide .... $+45^{Cal},5$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 133; 1893.

Combustion :



C^2Cl^4 liq. $+ 2H^2O + 2O +$ eau $= 2CO^2 + 4HCl$ diss... $+162^{Cal},5$

d'où :



C^2Cl^4 liquide $+ Cl^2$ gaz $= C^2Cl^6$ solide .... $+61^{Cal},9$

Dérivés sulfuriques.

ACIDE ISÉTHIONIQUE.

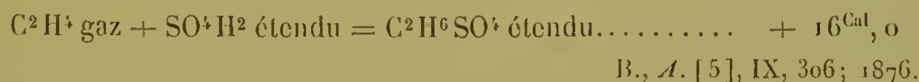
$C^2H^6SO^4 = 126$.



$C^2 + H^6 + S + O^4 +$ eau $= C^2H^6SO^4$ dissous .... $+211^{Cal},5$

Réactions mesurées :

Action de l'acide sulfurique fumant sur l'éthylène, suivie par la dilution avec l'eau : comparée avec l'action directe du même acide sur l'eau. D'où l'on tire



C^2H^4 gaz $+ SO^4H^2$ étendu $= C^2H^6SO^4$ étendu .... $+16^{Cal},0$

B., *A.* [5], IX, 306; 1876.

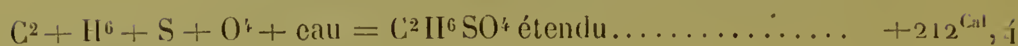
Neutralisation :



Acide iséthionique dissous $+$ NaOH dissoute .... $+13,7$ (B.)

ACIDE ÉTHYLSULFURIQUE (*acide sulfovinique*).

$C^2H^6SO^4 = 126$. Isomère avec le précédent.


$C^2 + H^6 + S + O^4 +$ eau $= C^2H^6SO^4$ étendu .... $+212^{Cal},4$


C^2H^4 gaz $+ SO^4H^2$ étendu $= C^2H^6SO^4$ étendu .... $+ 16,9$

B., *A.* [5], IX, 306, 310, 315, 328; 1876.

Réaction mesurée. — Formation de l'acide iséthionique avec l'éthylène et avec l'alcool, comparée avec la formation de l'acide éthylsulfurique avec l'alcool.

Neutralisation :


$C^2H^6SO^4$ diss. $+$ NaOH dissoute $= C^2H^5NaSO^4$ diss. $+ H^2O$. $+ 13,7$ (B.)

Sel de soude. Dissolution :


$C^2H^5NaSO^4 +$ eau .... $- 1,0$

Hydrate :


$C^2H^5NaSO^4.H^2O +$ eau .... $- 3,1$

B., *A.* [5], IX, 311; 1876.

Sel de baryte :


$2C^2H^6SO^4$ dissous $+ BaO.H^2O$ dissoute .... $+ 27,8$ ou $+ 13^{Cal},9 \times 2$

Dissolution :


$(C^2H^5SO^4)^2Ba +$ eau .... $+ 0,7$

Hydrate :


$(C^2H^5SO^4)^2Ba.2H^2O +$ eau .... $- 4,3$

B., *A.* [5], IX, 312; 1876.

Autres sels :


$2C^2H^6SO^4$ dissous $+ MgO$ précipitée .... $+ 27,5$ ou $+ 13,7 \times 2$


» $+ CoO$ précipité .... $+ 21,1$ ou $+ 10,5 \times 2$

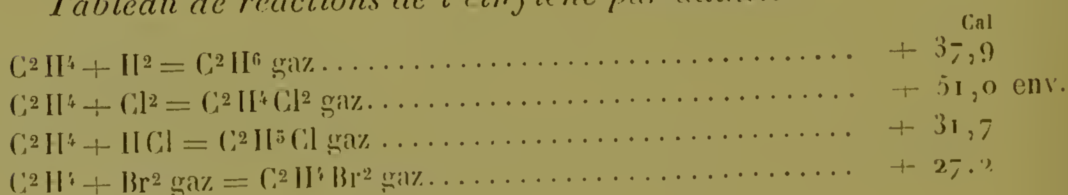

» $+ CuO$ précipité .... $+ 15,0$ ou $+ 7,5 \times 2$

Th. U., I, 352.

Autres dérivés de l'éthylène.

Voir *alcool, glycol, aldéhyde, acides acétique, oxalique,* etc., ainsi que les *dérivés de l'éthane* ou *hydrure d'éthylène.*

Tableau de réactions de l'éthylène par addition :



	Cal
$C^2H^4 + H^2 = C^2H^6$ gaz	$+ 37,9$
$C^2H^4 + Cl^2 = C^2H^4Cl^2$ gaz	$+ 51,0$ env.
$C^2H^4 + HCl = C^2H^5Cl$ gaz	$+ 31,7$
$C^2H^4 + Br^2$ gaz $= C^2H^4Br^2$ gaz	$+ 27,2$

		Cal
$C^2H^4 + H^2O$ liq. $= C^2H^6O$ liq.	D'après la formation de l'acide iséthionique..	$+$ 16,9
	D'après les chaleurs de combustion.........	$+$ 15,7
	Moyenne...........................	$+$ 16,3

$C^2H^4 + H^2O$ gaz $= C^2H^6O$ gaz, à 200°..................... Même valeur.

Troisième section. — ACÉTYLÈNE.

$C^2H^2 = 26$ (*éthine ; protohydrure de carbone*).


$2C + 2H = C^2H^2$ .... $-$ 58^{Cal}, 1

Combustion :


$C^2H^2 + 7O = 2CO^2 + 3H^2O$................................ $+315^{Cal},7$

B. *A.* [6], XXX, 556; 1893.

Dissolution : $+5^{Cal},3$ (Villard).

Hydrate instable :


$C^2H^2 + CH^2O$ liq. $= C^2H^2.6H^2O$................................ $+$ 15^{Cal}, 4

VILLARD, *C. R.*, CXX, 1264; 1895.

Dérivés de l'acétylène.

Chlorhydrates. — Il existe plusieurs isomères. Par exemple :

Chlorure d'éthylène :


$C^2H^2 + 2HCl = C^2H^8Cl^2$ (gaz)................................ $+$ 48^{Cal}, 5

La décomposition inverse a lieu par la potasse alcoolique.

Bromhydrates (plusieurs isomères). Par exemple :

Bromure d'éthylène :


$C^2H^2 + 2HBr = C^2H^4Br^2$ (gaz)................................ $+$ 47^{Cal}, 4

Même observation.

Synthèse directe du triacétylène (benzine) :


$3C^2H^2 = C^6H^6$ gaz.. $+163^{Cal},0$

Synthèse directe du tétracétylène (styrolène) :


$4C^2H^2 = C^8H^8$ liquide.. $+216^{Cal},3$

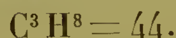

» gaz, environ.. $+208^{Cal},0$

Synthèses directes de *l'éthylène*, des *acides acétique*, *oxalique*, *glycollique*, *cyanhydrique*, etc.

CHAPITRE III.

CARBURES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PROPANE ou HYDRURE DE PROPYLÈNE.


$C^3H^8 = 44.$


$C^3 + H^8 = C^3H^8$ .... $+ 30^{Cal},5$

Combustion :


$C^3H^8 + 10O = 3CO^2 + 4H^2O$ .... $+528,4$

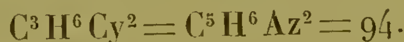
B. et Mat., *A.* [6], XXX, 560; 1893.

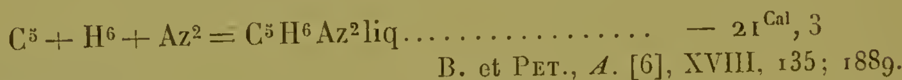
Dérivés.

Propane dibromé, $C^3H^6Br^2$.

Voir : *bromure de propylène* et *bromure de triméthylène.*

propane dicyané (*nitrile glutarique*).


$C^3H^6Cy^2 = C^5H^6Az^2 = 94.$

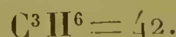

$C^5 + H^6 + Az^2 = C^5H^6Az^2$liq .... $-21^{Cal},3$

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 135; 1889.

Combustion : +699,8.

Autres dérivés. — Voir les carbures suivants, les *alcools propyliques* et leurs *éthers,* les acides *propionique, lactique. glycérique,* etc.

Deuxième section. — CARBURES.


$C^3H^6 = 42.$

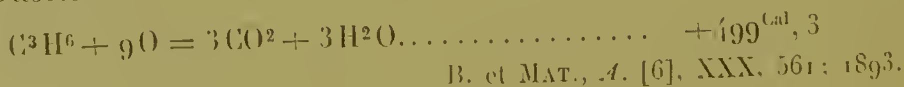
Deux isomères.

I. propylène.


$C^3H^6 = 42.$


$C^3 + H^6 = C^3H^6$ .... $-9^{Cal},4$

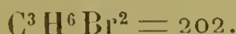
Combustion :

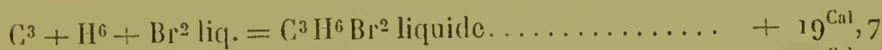

$C^3H^6 + 9O = 3CO^2 + 3H^2O$ .... $+499^{Cal},3$

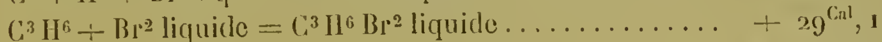
B. et Mat., *A.* [6], XXX, 561; 1893.

Dérivés du propylène.

BROMURE DE PROPYLÈNE.


$C^3H^6Br^2 = 202.$


$C^3 + H^6 + Br^2$ liq. $= C^3H^6Br^2$ liquide .... $+ 19^{Cal},7$


$C^3H^6 + Br^2$ liquide $= C^3H^6Br^2$ liquide .... $+ 29^{Cal},1$

B., *A.* [7], IV, 108; 1895.

Mesure directe de la dernière réaction.

Perbromures :


$C^3H^6Br^2$ liquide $+$ Br liquide .... Cal $+ 0,52$


» $+ Br^2$ .... $+ 0,87$


» $+ Br^4$ .... $+ 1,40$


» $+ Br^6$ .... $+ 1,66$

B., Mémoire cité, p. 110.

L'absence de substitution immédiate, dans ces réactions, a été vérifiée.

Dérivés sulfuriques :

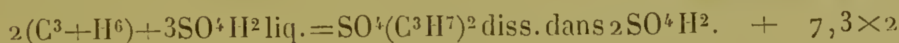

$C^3H^6 + SO^4H^2$ liquide .... $+ 16,5$


$C^3H^6 + 1\frac{1}{2} SO^4H^2$ liq. .... $+ 16,7$


$C^3H^6 + SO^4H^2$ grand excès .... $+ 17,0$


$C^3H^6 + SO^4H^2$ étendu, le produit étant dissous .... $+ 16,7$

B., Mémoire cité, p. 112.

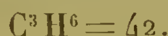

$2(C^3+H^6) + 3SO^4H^2$ liq. $= SO^4(C^3H^7)^2$ diss. dans $2SO^4H^2$. $+ 7,3\times 2$

Hydrate (alcool) :


$C^3H^6 + H^2O = C^3H^8O$ alcool isopropylique .... $+ 16,5$

B., *A.* [5], IX, 337; 1876.

II. TRIMÉTHYLÈNE.


$C^3H^6 = 42.$


$C^3 + H^6 = C^3H^6$ .... $- 17^{Cal},1$

Combustion :

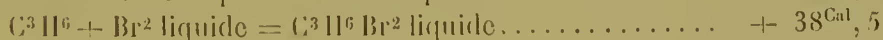

$C^3H^6 + 9O = 3CO^2 + 3H^2O$ .... $+ 507,0$

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 562; 1893.

BROMURE DE TRIMÉTHYLÈNE.


$C^3H^6Br^2 = 202.$


$C^3 + H^6 + Br^2$ liq. $= C^3H^6Br^2$ liquide .... $+ 21^{Cal},4$


$C^3H^6 + Br^2$ liquide $= C^3H^6Br^2$ liquide .... $+ 38^{Cal},5$

B., *A.* [7], IV, 109; 1895.

Perbromures :

	Cal
$C^3H^6Br^2$ liquide + Br liquide	+ 0,59
» + Br^2	+ 1,01
» + Br^4	+ 1,57
» + Br^6	+ 4,05

B., Mémoire cité, p. 110.

L'absence de substitution immédiate, dans ces réactions, a été vérifiée.

Dérivés sulfuriques :

$C^3H^6 + 1\frac{1}{2}\,SO^4H^2$ liquide	+ 25,5
$C^3H^6 + 3\,SO^4H^2$ liquide	+ 26,2

B., Mémoire cité, p. 113.

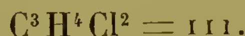

$2(C^3 + H^6) + 3SO^4H^2$ liq. $= SO^4(C^3H^7)^2$ diss. dans $2SO^4H^2$.. + 8,4 × 2

Hydrate (alcool) :

$C^3H^6 + H^2O = C^3H^8O$ alcool normal .... + 26,7

B., Même Mémoire, p. 113.

TRIMÉTHYLÈNE BICHLORÉ.


$C^3H^4Cl^2 = 111.$

$C^3 + H^4 + Cl^2 = C^3H^4Cl^2$ liq... $+4^{Cal},3$ gaz, environ.... $-3^{Cal},0$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 571; 1893.

Réaction mesurée :

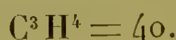
Combustion avec formation de 2HCl dissous .... +426,0

La substitution : $C^3H^6 + 2Cl^2 = C^3H^4Cl^2 + 2HCl$, tous corps gazeux, dégage .... +58,1 ou + 29,0 × 2

Sur l'*isomérie dynamique* du propylène et du triméthylène. Ce dernier n'a pas les propriétés d'un composé cyclique.

B., *A.* [7], IV, 113-117; 1895.

Troisième section. — ALLYLÈNE.


$C^3H^4 = 40.$

$C^3 + H^4 = C^3H^4$ .... $-52^{Cal},6$

Combustion :

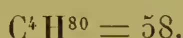
$C^3H^4 + 8O = 3CO^2 + 2H^2O$ .... $+473^{Cal},0$

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 560; 1893.

CHAPITRE IV.

CARBURES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

Première section. — BUTANE (*hydrure de butylène, hydrure de butyle*).



$$C^4H^{80} = 58.$$

Il existe plusieurs isomères.

TRIMÉTHYLMÉTHANE.



$$CH\,(CH^3)^3 = 58.$$

Préparé avec l'iodure de butyle tertiaire, le zinc et l'eau.

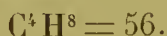


$C^4 + H^{10} = C^4H^{10}$ gaz........................ $+35^{Cal},0$

Combustion : $+ 687,2$.

Th. U., IV, 53.

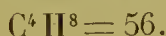
Deuxième section. — BUTYLÈNES.



$$C^4H^8 = 56.$$

Il existe plusieurs isomères.

ISOBUTYLÈNE.



$$C^4H^8 = 56.$$

Préparé par l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool isobutylique.



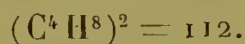
$C^4 + H^8 = C^4H^8$ gaz........................ $+ 2^{Cal},6$

Combustion : $+650,2$.

L'expérience a été faite sur un produit impur, contenant un excès d'hydrogène.

Th. U., IV, 70.

DIBUTYLÈNE (ISO).

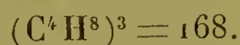

$(C^4H^8)^2 = 112.$


$2C^4 + 2H^8 = C^8H^{16}$ liquide . . . . + $53^{Cal},9$

Combustion : + 1252,5.

MALBOT, *A.* [6], XVIII, 404; 1889.

TRIBUTYLÈNE (ISO).


$(C^4H^8)^3 = 168.$


$3C^4 + 3H^8 = C^{12}H^{24}$ liquide . . . . +$100^{Cal},7$

Combustion : + 1858,9.

MALBOT, Mémoire cité, p. 404.

Troisième section. — CROTONYLÈNE.

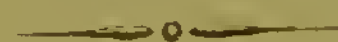

$C^4H^6 = 54.$

Pour mémoire.

Quatrième section. — DIACÉTYLÈNE.


$C^4H^4 = 52.$

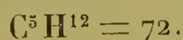
Pour mémoire.



CHAPITRE V.

CARBURES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PENTANE.



$C^5H^{12} = 72.$

Il existe plusieurs isomères.

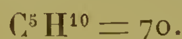
TÉTRAMÉTHYLMÉTHANE.



C^5H^{12} ou $C(CH^3)^4 = 72.$

Préparé avec l'iodure de triméthylcarbinol et le zinc méthyle (*Th. U.*, IV, 56). Le produit est mélangé avec d'autres carbures, tel que du butylène, qui en formerait jusqu'aux 21 centièmes. Les nombres obtenus avec une semblable matière sont trop incertains pour être reproduits.

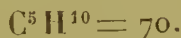
Deuxième section. — AMYLÈNES.



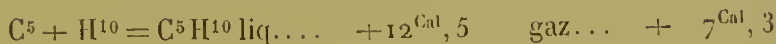
$C^5H^{10} = 70.$

Il existe de nombreux isomères.

AMYLÈNE (DE L'ALCOOL AMYLIQUE).

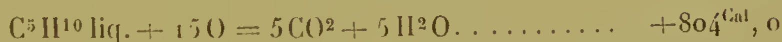


$C^5H^{10} = 70.$



$C^5 + H^{10} = C^5H^{10}$ liq.... $+12^{Cal},5$ gaz... $+ 7^{Cal},3$

Chaleur de combustion :



C^5H^{10} liq. $+ 15O = 5CO^2 + 5H^2O$.......... $+804^{Cal},0$

Favre et Silbermann ont mesuré la chaleur de combustion d'un amylène préparé avec l'alcool amylique ordinaire et bouillant à 39°.

A. [3], XXXIV, 429; 1852.

Chaleur de vaporisation à 12° : $5^{Cal},25$.

B., *A.* [5], IX, 295; 1876.

Autre amylène.

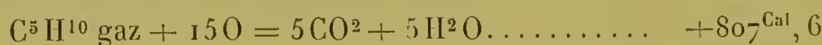
Thomsen (*Th. U.*, IV, 70) a opéré de son côté sur un amylène bouillant à 36°,5 et qu'il désigne sous le nom de *triméthyléthylène*, sans autre indication d'origine ni contrôle. Il l'a brûlé en vapeur dans l'hydrogène; ce qui comporte une correction, dont les éléments ne sont pas donnés.

D'après la chaleur de combustion ci-dessous, on aurait :



$C^5 + H^{10} = C^5H^{10}$ gaz .... $+ 8^{Cal},9$

Chaleur de combustion :

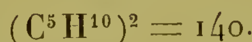


C^5H^{10} gaz $+ 15O = 5CO^2 + 5H^2O$ .... $+807^{Cal},6$

Ces nombres ne s'écartent pas d'ailleurs de ceux de Favre et Silbermann, étant données les limites d'erreur.

Dérivés de l'amylène (de l'alcool amylique).

DIAMYLÈNE.



$(C^5H^{10})^2 = 140.$

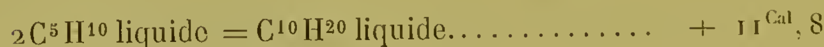


$2C^5 + 10H^2 = C^{10}H^{20}$ liquide .... $+ 36^{Cal},8$



$2C^5 + 10H^2 = C^{10}H^{20}$ gazeux .... $+ 29^{Cal},9$

B., *A.* [5], XVIII, 385; 1879.



$2C^5H^{10}$ liquide $= C^{10}H^{20}$ liquide............. $+ 11^{Cal},8$



$2C^5H^{10}$ gaz $= C^{10}H^{20}$ gaz.................... $+ 15^{Cal},4$

B., *A.* [5], IX, 306; 1876.

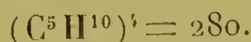
Combustion (calculée) : + 1596,2.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},91$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (20°-130°) : 76,3.

Réactions mesurées. — Action de l'acide sulfurique concentré qui produit le changement de l'amylène en diamylène.

TÉTRAMÉTHYLÈNE.

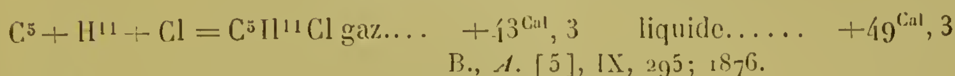


$(C^5H^{10})^4 = 280.$

Favre et Silbermann ont donné comme chaleur de combustion moléculaire du tétramylène : $+3060^{Cal}$; mais la pureté du corps employé est fort incertaine.

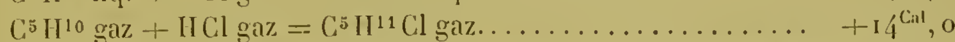
CHLORHYDRATE D'AMYLÈNE.


$C^5H^{10}.HCl = 106,5.$


$C^5 + H^{11} + Cl = C^5H^{11}Cl$ gaz.... $+43^{Cal},3$ liquide...... $+49^{Cal},3$

B., *A.* [5], IX, 295; 1876.


C^5H^{10} liq. + HCl gaz = $C^5H^{11}Cl$ liq........................ $+14^{Cal},8$


C^5H^{10} gaz + HCl gaz = $C^5H^{11}Cl$ gaz........................ $+14^{Cal},0$

Réaction mesurée : Action d'une solution aqueuse saturée d'hydracide sur le carbure dérivé de l'alcool amylique.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},0$.

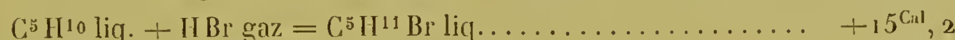
B., *A.* [5], XVII, 137; 1879.

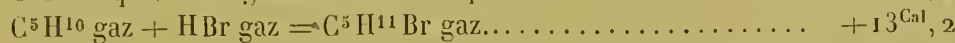
Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (10°-86°) : 42,6.

BROMHYDRATE D'AMYLÈNE.


$C^5H^{10}.HBr = 151.$


$C^5 + H^{11} + Br$ gaz = $C^5H^{11}Br$ gaz... $+32^{Cal},7$ liquide... $+40^{Cal},0$


C^5H^{10} liq. + HBr gaz = $C^5H^{11}Br$ liq........................ $+15^{Cal},2$


C^5H^{10} gaz + HBr gaz = $C^5H^{11}Br$ gaz........................ $+13^{Cal},2$

B., *A.* [5], IX, 295; 1876.

Réaction mesurée : Action d'une solution aqueuse saturée d'hydracide sur le carbure.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},3$.

B., *A.* [5], XVII, 138; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (12°-87°) : 43,8.

IODHYDRATE D'AMYLÈNE.


$C^5H^{10}.HI = 198.$


$C^5 + H^{11} + I$ gaz = $C^5H^{11}I$ gaz....... $+21^{Cal},1$ liquide..... $+30^{Cal},5$


C^5H^{10} liq. + HI gaz = $C^3H^{11}I$ liq............................ +17,6


C^5H^{10} gaz + HI gaz = $C^6H^{11}I$ gaz............................ +13,5

B., *A.* [5], IX, 295; 1876.

Réaction mesurée : Action d'une solution aqueuse saturée d'hydracide sur le carbure.

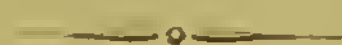
Chaleur de vaporisation : $9^{Cal},4$.

B., *A.* [5], XVII, 138; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (11°-97°) : 43,4.

Troisième section. — AUTRES CARBURES.

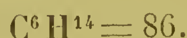
Tels que C^5H^8, C^5H^6, C^5H^4, tous susceptibles d'isomérie.



CHAPITRE VI.

CARBURES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — HEXANES.



$C^6H^{14} = 86.$

Il existe de nombreux isomères.

I. DIPROPYLE.

Dérivé de C^3H^7I normal, liquide.



$C^6 + H^{14} = C^6H^{14}$ liq .... $+57^{Cal},6$

Combustion : $+991,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

II. DIISOPROPYLE.

Préparé avec l'iodure d'isopropyle et le sodium.

Th. U., IV, 58.

La pureté du corps n'a pas été vérifiée par l'analyse, comme il eût été indispensable; une réaction de cet ordre pouvant fournir des carbures multiples.

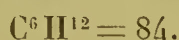
Le carbure a été brûlé sous forme gazeuse, en le vaporisant, soit dans l'hydrogène, soit dans l'air. D'après ces dernières expériences, l'auteur a trouvé pour la chaleur de combustion du corps gazeux : $+998^{Cal},9$.

D'où résulte :



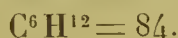
$C^6 + H^{14} = C^6H^{14}$ gaz .... $+49^{Cal},9$

Deuxième section. — HEXYLÈNES.


$C^6H^{12} = 84.$

Nombreux isomères.

HEXAHYDROBENZOL.


$C^6H^{12} = 84.$

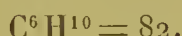

$C^6 + H^{12} = C^6H^{12}$ liquide .... $+46^{Cal},6$

Combustion : $+933,2$.

St. et Langbein, *J. pr. Ch.*, XLVIII, 447; 1893.

Troisième section. — CARBURES : $C^6H^{10} = 82$.

DIALLYLE.


$C^6H^{10} = 82.$


$C^6 + H^{10} = C^6H^{10}$ gaz .... $+ 6^{Cal},5$

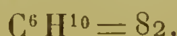
Le carbure est liquide sous la pression normale.

Combustion sous forme gazeuse : $+904,3$.

B. et Og., *A.* [5], XXIII, 197; 1881.

Chaleur de vaporisation : Non mesurée.

TÉTRAHYDROBENZOL.


$C^6H^{10} = 82.$

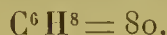

$C^6 + H^{10} = C^6H^{10}$ liquide .... $+18^{Cal},8$

Combustion : $+892,0$.

St.

Quatrième section. — CARBURES : $C^6H^8 = 80$.

DIHYDROBENZOL.


$C^6H^8 = 80.$


$C^6 + H^8 = C^6H^8$ liquide .... $- 6^{Cal},2$

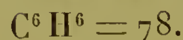
Combustion : $+848,0$.

St.

Cinquième section. — CARBURES : $C^6H^6 = 78$.

Nombreux isomères.

I. DIPROPARGYLE.


$C^6H^6 = 78$.

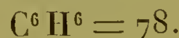

$C^6 + H^6 = C^6H^6$ gaz .... $-80^{Cal},8$

Ce corps est liquide sous la pression normale. Il est extrêmement altérable et mêlé de produits de condensation. Sa combustion s'opère mal. D'après M. Griner, c'est un mélange de deux isomères.

Combustion sous forme gazeuse : $+853,6$.

B., *A.* [5], XXIII, 194; 1881.

II. DIMÉTHYLDIACÉTYLÈNE.

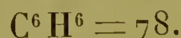

$C^6H^6 = 78$.

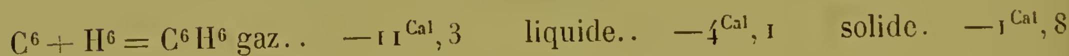

$C^6 + H^6 = C^6H^6$ sol .... $-75^{Cal},5$

Combustion : $+848,3$.

LOUG., *C. R.*, CVI, 1472; 1888.

III. BENZINE OU TRIACÉTYLÈNE.


$C^6H^6 = 78$.


$C^6 + H^6 = C^6H^6$ gaz.. $-11^{Cal},3$ liquide.. $-4^{Cal},1$ solide. $-1^{Cal},8$

Combustion sous forme gazeuse : $+784,1$.

B., *A.* [5], XXIII, 193; 1881.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},2$ (R.).

Chaleur spécifique liquide moléculaire, moyenne (20°-70°) : 34,0.

Chaleur spécifique gazeuse moléculaire, moyenne (116°-218°) : 29,2 (R.).

Chaleur de fusion : $2^{Cal},3$.

PETT., *J. pr. Ch.*, XXIV; 1881.

Hydrures (*voir* plus haut, p. 415).

	Cal		
C^6H^6 liq. + H^2 = C^6H^8 liq	$-2,1$		
» 2e H^2 = C^6H^{10}	$+25,0$	$2H^2$...	$+22^{Cal},9$
» 3e H^2 = C^6H^{12}	$+27,6$	$3H^2$...	$+58^{Cal},5$
» 4e H^2 = C^6H^{14} (Hexane)	$+11,0$		
C^6H^6 liq. + $4H^2$ = C^6H^{14} .... Total...	$+61,5$		

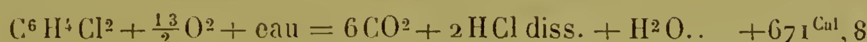
Dérivés chlorés de la benzine (trois séries isomériques).

BENZINE BICHLORÉE.


$C^6H^4Cl^2$ (ortho) = 147.


$C^6 + H^4 + Cl^2 = C^6H^4Cl^2$ crist. .... $+ 41^{Cal},6$

Combustion :


$C^6H^4Cl^2 + \frac{13}{2}O^2 +$ eau $= 6CO^2 + 2HCl$ diss. $+ H^2O$.. $+671^{Cal},8$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 131 ; 1893.

BENZINE BICHLORÉE.


$C^6H^4Cl^2$ (para) = 147.

Température de fusion : 52°,5.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},4$.

BENZINE PERCHLORÉE (chlorure de Julin).


$C^6Cl^6 = 285$.


$C^6 + Cl^6 = C^6Cl^6$ crist. .... $+ 85^{Cal},6$

Combustion :


$C^6Cl^6 + 3H^2O + \frac{9}{2}O^2 = 6CO^2 + 6HCl$ diss. .... $+509^{Cal},0$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 131.

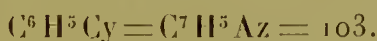
BENZINE BIBROMÉE.


$C^6H^4Br^2$ (para) = 236.

Température de fusion : 84°,9.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},9$.

BRUNER, *Ber. Ch. Ges.*, XXVII, 2106 ; 1894.

BENZINE CYANÉE (*nitrile benzoïque*).


$C^6H^5Cy = C^7H^5Az = 103$.


$C^7 + H^5 + Az = C^7H^5Az$ liquide .... $- 33^{Cal},1$


$C^7H^6O^4.AzH^3 = C^7H^5Az$ liq. $+ 2H^2O$ liquide.......... $- 20^{Cal},4$

Combustion : +865,9.

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 117 ; 1889.

ACIDE BENZINO-SULFURIQUE.


$C^6H^6SO^3 = 158.$

	Cal
$C^6 + H^6 + S + O^3 +$ eau $= C^6H^6SO^3$ dissous	$+134,4$
C^6H^6 liq. $+ SO^4H^2$ étendu $= C^6H^6SO^3$ diss. $+ H^2O$ liq.	$-\ 2,6$

B., *A.* [5], IX, 301 ; 1876.

Sel de sodium.

$C^6 + H^5 + Na + S + O^3 = C^6H^5NaSO^3$ sol	$+192,3$
» dissous	$+191,5$
Neutralisation : $C^6H^6SO^3$ diss. $+ NaOH$ diss.	$+\ 13,6$
2e NaOH diss. Effet négligeable.	
Dissolution : $C^6H^5NaSO^3 +$ eau, à 14°	$-\ 0,8$
Hydrate : $C^6H^5NaSO^3.2H^2O +$ eau	$-\ 3,4$

Sel de baryum.

Neutralisation : $2C^6H^6SO^3$ diss. $+ BaOH^2O$ diss.	$+\ 27,4$
Dissolution : $(C^6H^5)^2BaS^2O^6 +$ eau	$+\ 2,6$
Hydrate : $(C^6H^5)^2BaS^2O^6, 3H^2O +$ eau	$-\ 2,6$

Dérivés nitrés.

BENZINE NITRÉE.


$C^6H^5AzO^2 = 125.$

$C^6 + H^5 + Az + O^2 = C^6H^5AzO^2$ liq. .... $+5^{Cal},1$ solide.. $+7^{Cal},8$

B., *A.* [5], IX, 320 ; 1876.

Combustion (calculée) : $+733,1$.

Température de fusion : $+3°$.

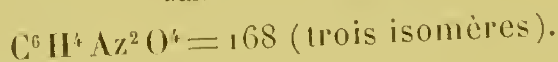
Chaleur de fusion : $2^{Cal},7$ (Pett.).

Réaction mesurée. — Dissolution de la benzine dans l'acide azotique très concentré.

On en conclut :

C^6H^6 liq. $+ AzO^3H$ liq. $= C^6H^5AzO^2$ liq. $+ H^2O$ liq.	$+36^{Cal},6$
Id. Tous corps solides	$+37^{Cal},7$

BENZINE BINITRÉE.


$C^6H^4Az^2O^4 = 168$ (trois isomères).

	Cal
$C^6 + H^4 + Az^2 + O^4 = C^6H^4Az^2O^4$ crist. ortho	$+\ 0,3$
» méta	$+\ 6,8$
» para	$+\ 8,4$

		Tous corps sol.
C^6H^6 liq. + $2AzO^3H$ liq. = $C^6H^4Az^2O^4$ crist. ortho + $2H^2O$ liq..	$+58^{Cal},3$	$+59^{Cal},7$
» méta » ..	$+64^{Cal},8$	$+66^{Cal},2$
» para » ..	$+66^{Cal},4$	$+67^{Cal},8$

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 305; 1892.

Combustion, composé ortho : $+703^{Cal},5$.
» *composé méta* : $+697,0$.
» *composé para* : $+695,4$.

BENZINE CHLORONITRÉE.

$C^6H^4ClAzO^2 = 159,5$.

	Temp. de fusion.	Chal. de fusion.
$C^6H^4ClAzO^2$ (méta).....	$+43^o,8$	$3^{Cal},4$
$C^6H^4ClAzO^2$ (para)......	$+82^o,0$	$3^{Cal},7$ (Bruner)

Réaction mesurée :

C^6H^5Cl liq. + AzO^3H liq. = $C^6H^4ClAzO^2$ + H^2O liq..... $+36^{Cal},4$

Cette réaction donne un mélange d'isomères.

BENZINE TRINITRÉE.

$C^6H^3Az^3O^6 = 213$.

Isomère symétrique (1.3.5) :

$C^6 + H^3 + Az^3 + O^6 = C^6H^3Az^3O^6$ crist.................. $+5^{Cal},5$

B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 307; 1892.

C^6H^6 liq. + $3AzO^3H$ liq. = $C^6H^3Az^3O^6$ sol. + $3H^2O$ liq... $+90^{Cal},9$
Id. Tous corps solides......................... $+90^{Cal},7$

Combustion : $+663,8$.

Isomère dissymétrique (1.2.4) *cristallisé* :

$C^6 + H^3 + Az^3 + O^6 = C^6H^3Az^3O^6$ crist................ $-9^{Cal},2$

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 307; 1892.

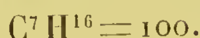
C^6H^6 + $3AzO^3H$ liq. = $C^6H^3Az^3O^6$ sol. + $3H^2O$ liq...... $+76^{Cal},2$
Id. Tous corps solides......................... $+75^{Cal},8$

Combustion : $+678,5$.

CHAPITRE VII.

CARBURES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Première section. — HEPTANES.


$C^7H^{16} = 100.$

Isomères multiples.

HEPTANE. — Tiré d'un pétrole d'Amérique.


$C^7 + H^{16} = C^7H^{16}$ liq. . . . . $+59^{Cal},8$

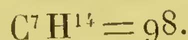
Combustion : $+1152,3$.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 122; 1893.

Deuxième section. — CARBURES : $C^7H^{14} = 98$.

Isomères multiples.

HEXAHYDRURE DE TOLUÈNE.


$C^7H^{14} = 98.$


$C^7 + H^{14} = C^7H^{14}$ liq. . . . . $+48^{Cal},1$

Combustion : $+1095,0$.

LOUG., *C. R.*, XCIII, 275; 1881.

Troisième section. — CARBURES : $C^7H^{12} = 96$.

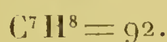
Pour mémoire.

Quatrième section. — CARBURES : $C^7H^{10} = 94$.

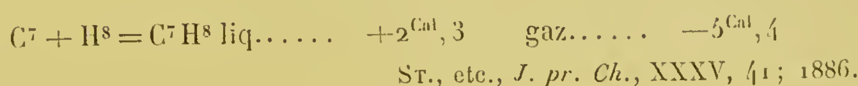
Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^7H^{14} = 92$.

TOLUÈNE.



$C^7H^8 = 92$.



$C^7 + H^8 = C^7H^8$ liq...... $+2^{Cal},3$ gaz...... $-5^{Cal},4$

St., etc., *J. pr. Ch.*, XXXV, 41 ; 1886.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},7$.

Schiff, *Ann. de Liebig*, CCXXIV, 338.

Chaleur de combustion liquide : +933,8.

Dérivés du toluène.

TOLUÈNE BROMÉ.



C^7H^7Br (para) = 171.

Chaleur de fusion : $3^{Cal},44$.

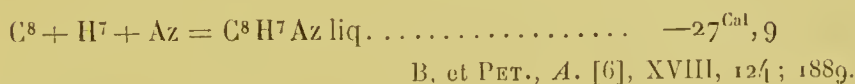
Pett., *J. pr. Ch.*, XXIV.



Toluène cyané : $C^8H^7Az = C^7H^7Cy = 117$.

Plusieurs isomères.

CYANURE DE BENZYLE (nitrile phénylacétique) :



$C^8 + H^7 + Az = C^8H^7Az$ liq.................. $-27^{Cal},9$

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 124 ; 1889.

Combustion : +1023,8.

NITRILE TOLUIQUE (ortho).



$C^8 + H^7 + Az = C^8H^7Az$ liq.................. $-34^{Cal},8$

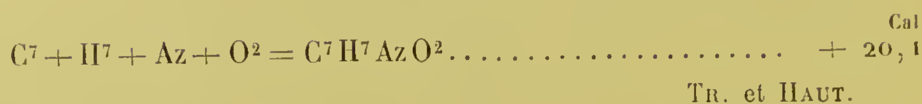
B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 123 ; 1889.

Combustion : +1030,7.

TOLUÈNE NITRÉ.



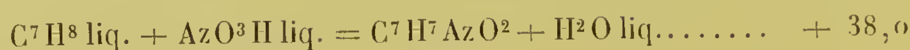
$C^7H^7AzO^2 = 137.$



	Cal
$C^7 + H^7 + Az + O^2 = C^7H^7AzO^2$	+ 20,1

Tr. et Haut.

Réaction mesurée :

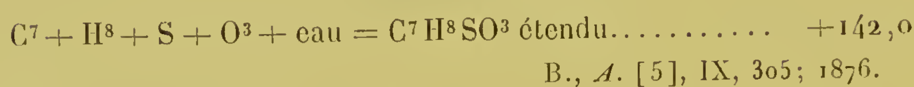


C^7H^8 liq. + AzO^3H liq. = $C^7H^7AzO^2 + H^2O$ liq........	+ 38,0

ACIDE TOLUÉNOSULFURIQUE.



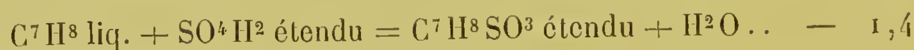
$C^7H^8SO^3 = 172.$



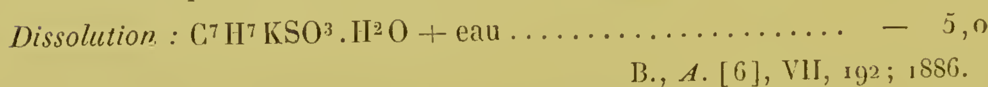
$C^7 + H^8 + S + O^3$ + eau = $C^7H^8SO^3$ étendu...........	+142,0

B., *A.* [5], IX, 305; 1876.

Réaction mesurée :



C^7H^8 liq. + SO^4H^2 étendu = $C^7H^8SO^3$ étendu + H^2O ..	— 1,4



Dissolution : $C^7H^7KSO^3.H^2O$ + eau	— 5,0

B., *A.* [6], VII, 192; 1886.



Sel dissous + KOH dissoute.........................	0,0

CHAPITRE VIII.

CARBURES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

Première section. — CARBURES : $C^8H^{18} = 114$.

OCTANE NORMAL.



$C^8H^{18} = 114$.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},08$.

LOUG., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

Deuxième section. — CARBURES : $C^8H^{16} = 112$.

Isomères multiples.

Voir Isodibutylène (p. 410).

Troisième section. — CARBURES : $C^8H^{14} = 110$.

Pour mémoire.

Quatrième section. — CARBURES : $C^8H^{12} = 108$.

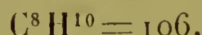
Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^8H^{10} = 106$.

Isomères multiples.

Xylènes.

XYLÈNE (ORTHO).


$C^8H^{10} = 106$.


$C^8 + H^{10} = C^8H^{10}$ liq .... $+15^{Cal},2$

Combustion : $+1084,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXV, 41; 1886.

XYLÈNE (MÉTA).


$C^8 + H^{10} = C^8H^{10}$liq...... $+15^{Cal},1$ gaz.. — $6^{Cal},8$

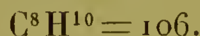
Combustion : $+1084,3$.
Vaporisation : $8^{Cal},3$ (Schiff).

XYLÈNE (PARA).


$C^8 + H^{10} = C^8H^{10}$ liq........................ $+15^{Cal},1$

Combustion : $+1084,3$.

ÉTHYLBENZINE.


$C^8H^{10} = 106$.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},1$ (Schiff).

Sixième section. — CARBURES : $C^8H^8 = 104$.

STYROLÈNE.


$C^8H^8 = 104$.


$C^8 + H^8 = C^8H^8$ liq......................... $-16^{Cal},1$

Combustion : $+1045,5$.

St.



CHAPITRE IX.

CARBURES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

Première section. — CARBURES : $C^9H^{20} = 128$.

Pour mémoire.

Deuxième section. — CARBURES : $C^9H^{18} = 126$.

NONAPHTÈNE.

$C^9H^{18} = 126$.

$C^9 + H^{18} = C^9H^{18}$ liq .... $+86^{Cal},5$

Combustion : $+1383,2$.

OSSIPOFF, *Z. ph. Ch.*, II, 647.

ISONONAPHTÈNE.

$C^9H^{18} = 126$.

$C^9 + H^{18} = C^9H^{18}$ liq .... $+85^{Cal},5$

Combustion : $+1384,2$.

OSS.

Troisième section. — CARBURES : $C^9H^{16} = 124$.

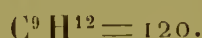
Pour mémoire.

Quatrième section. — CARBURES : $C^9H^{14} = 122$.

Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^9H^{12} = 120$.

MÉSITYLÈNE.


$C^9H^{12} = 120$.


$C^9 + H^{12} = C^9H^{12}$ liq..... $+11^{Cal},1$ gaz..... $+2^{Cal},5$

Vaporisation : $8^{Cal},6$ (Schiff).
Combustion : $+1251,6$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXV, 41 ; 1886.

PROPYLBENZINE.


$C^6H^5-CH^2-CH^2-CH^3 = 120$.


$C^9 + H^{18} = C^9H^{12}$ liq.... $+14^{Cal},1$ gaz..... $+5^{Cal},5$

Vaporisation : $8^{Cal},6$ (Schiff).
Combustion : $+1248,6$.

Genvresse, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 220 ; 1893.

ISOPROPYLBENZINE.

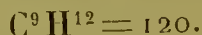

$C^6H^5-CH=(CH^3)^2 = 120$.


$C^9 + H^{12} = C^9H^{12}$ liq........................ $+17^{Cal},2$

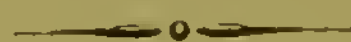
Combustion : $+1249,9$.

Genvresse, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 222 ; 1893.

TRIMÉTHYLBENZINE (PSEUDOCUMOL).


$C^9H^{12} = 120$.

Vaporisation : $8^{Cal},7$ (Schiff).



CHAPITRE X.

CARBURES RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — CARBURES : $C^{10}H^{22} = 142$.

Décane = 142.
Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},6$.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

Deuxième section. — CARBURES : $C^{10}H^{20} = 140$.

Diamylène (*voir* p. 412).

Troisième section. — CARBURES : $C^{10}H^{18} = 138$.

Menthène : $C^{10}H^{18} = 138$.

$C^{10} + H^{18} = C^{10}H^{18}$ liq .... $+40^{Cal},9$

Combustion : +1523,1.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 412.

Quatrième section. — CAMPHÈNES ET ISOMÈRES. $C^{10}H^{16} = 136$.

Camphène cristallisé, inactif :

$C^{10} + H^{16} = C^{10}H^{16}$ crist .... $+25^{Cal},8$

Combustion : +1469,2.

B. et Vie., *A.* [6], X, 454; 1887.

Térécamphène actif :

$C^{10} + H^{16} = C^{10}H^{16}$ crist .... $+28^{Cal},3$

Combustion : +1466,7.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 412.

BORNÉOCAMPHÈNE :



Combustion: $+1470,3$.

St.

TÉRÉBENTHÈNE NATUREL = 136.



Combustion : $+1490,8$.

B. et MAT., *A.* [6], XXIII, 541 ; 1891.

Chaleur de vaporisation : $9^{Cal},4$ (R.).

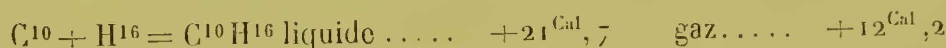
Voir pour la constitution dynamique de ce carbure le Mémoire précédent de B. et Mat., p. 544 et 556.

Chaleur spécifique molécul. élém. liquide (R.) :

A 0°	55,0
A 100°	67,3
A 150°	68,7

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (180°-250°) 68,8 (R.).

TERPILÈNE (CITRÈNE NATUREL) = 136.



Chaleur de vaporisation : $9^{Cal},5$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (5° à 10°) 60,0 (R.).

Combustion : $+1473,3$.

B. et MAT., *A.* [6], XXIII, 543 ; 1891.

Le térébène, substance qui a été regardée autrefois comme isomérique avec le carbure précédent, n'est pas un produit défini, mais un mélange de cymène et de camphène.

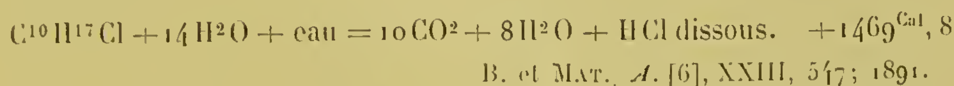
Dérivés camphéniques.

CHLORHYDRATES DE CAMPHÈNE :



	Cal
$C^{10} + H^{17} + Cl = C^{10}H^{17}Cl$ crist	$+64,5$
$C^{10}H^{16}$ (camphène) crist. + HCl gaz = $C^{10}H^{17}Cl$ crist	$+15,3$
$C^{10}H^{16}$ (camphène) liquide + HCl gaz.	$+19$ environ

Combustion :



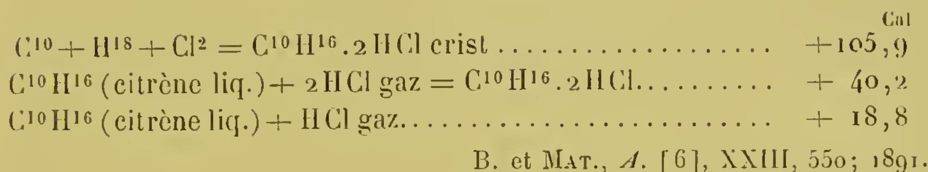
$C^{10}H^{17}Cl + 14 H^2O +$ eau $= 10 CO^2 + 8 H^2O +$ HCl dissous. $+1469^{Cal},8$

B. et MAT., *A.* [6], XXIII, 547; 1891.

DICHLORHYDRATE DE TERPILÈNE :



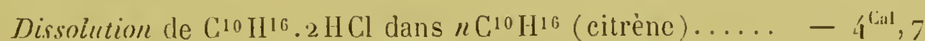
$C^{10}H^{16}.2HCl$ crist. = 209.



	Cal
$C^{10} + H^{18} + Cl^2 = C^{10}H^{16}.2HCl$ crist	$+105,9$
$C^{10}H^{16}$ (citrène liq.) + 2HCl gaz = $C^{10}H^{16}.2HCl$..........	$+ 40,2$
$C^{10}H^{16}$ (citrène liq.) + HCl gaz..........................	$+ 18,8$

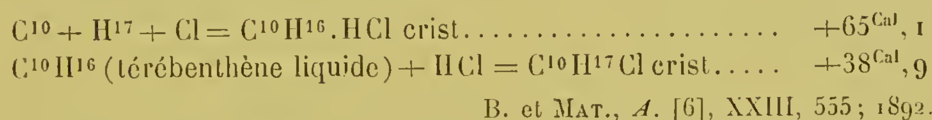
B. et MAT., *A.* [6], XXIII, 550; 1891.

Sur la saturation directe du citrène par le gaz chlorhydrique, *voir* le Mémoire cité, p. 558.



Dissolution de $C^{10}H^{16}.2HCl$ dans $nC^{10}H^{16}$ (citrène)...... $- 4^{Cal},7$

CHLORHYDRATE DE TÉRÉBENTHÈNE cristallisé : 172,5.



$C^{10} + H^{17} + Cl = C^{10}H^{16}.HCl$ crist......................	$+65^{Cal},1$
$C^{10}H^{16}$ (térébenthène liquide) + HCl = $C^{10}H^{17}Cl$ crist.....	$+38^{Cal},9$

B. et MAT., *A.* [6], XXIII, 555; 1892.



Dissolution de $C^{10}H^{16}.HCl$ dans $nC^{10}H^{16}$ (térébenthène). $-0,75$

Sur la saturation directe du térébenthène par le gaz chlorhydrique, *voir* le Mémoire cité, p. 562.

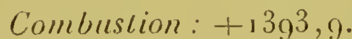
Cinquième section. — CARBURES : $C^{10}H^{14} = 134$.

TÉTRAMÉTHYLBENZINE (durol) = 134.



$C^{10} + H^{14} = C^{10}H^{14}$ crist................................ $+32^{Cal},1$

ST., *Z. ph. Ch.*, XL, 82.



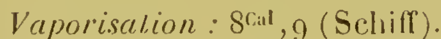
Combustion : $+1393,9$.

CYMOL : 134.

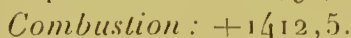


$C^{10} + H^{14} = C^{10}H^{14}$ liquide .... $+13^{Cal},5$ gaz .... $+ 4^{Cal},6$

ST., *Z. pr. Ch.*, X, 412.



Vaporisation : $8^{Cal},9$ (Schiff).



Combustion : $+1412,5$.

PROPYLTOLUÈNE NORMAL :



$C^{10} + H^{14} = C^{10}H^{14}$ liquide .... $+19^{Cal},9$

GENVRESSE, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 225; 1893.



Combustion : $+1406,1$.

ISOPROPYLTOLUÈNE (1-3) :


$C^{10} + H^{14} = C^{10}H^{14}$ liquide .... $+15^{Cal},9$

Combustion : +1410,1.

GENVRESSE, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 226; 1893.

Sixième section. — TÉTRAHYDRURE DE NAPHTALINE ET ISOMÈRES : $C^{10}H^{12} = 132$.

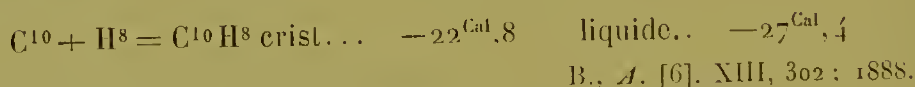
Pour mémoire.

Septième section. — BIHYDRURE DE NAPHTALINE ET ISOMÈRES : $C^{10}H^{10} = 130$.

Pour mémoire.

Huitième section. — CARBURES : $C^{10}H^{8} = 128$.

NAPHTALINE : $C^{10}H^{8} = 128$.


$C^{10} + H^{8} = C^{10}H^{8}$ crist... $-22^{Cal},8$ liquide.. $-27^{Cal},4$

B., *A.* [6], XIII, 302 ; 1888.

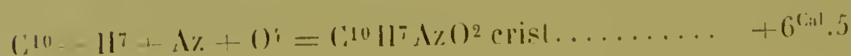
Température de fusion : $+79°,2$.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},6$ (Alluard).
Combustion : +1241,8. Moyenne de trois groupes d'expérimentateurs.

		Cal
Dissolution étendue dans	$nCH^{4}O$	$-4,2$
»	$nC^{2}H^{6}O$	$-4,9$
»	$nC^{3}H^{8}O$	$-5,7$
»	$nCHCl^{3}$	$-3,85$
»	$nC^{7}H^{8}$	$-4,27$

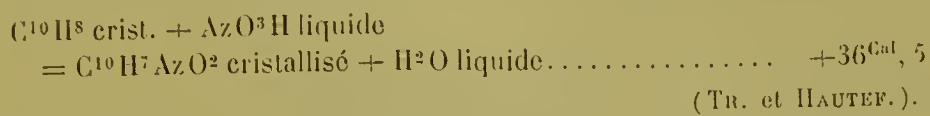
SPEYERS, *J. Am. Ch. Soc.*, XVIII, 1896.

NAPHTALINE NITRÉE.


$C^{10}H^{7}AzO^{2} = 173$.


$C^{10} + H^{7} + Az + O^{4} = C^{10}H^{7}AzO^{2}$ crist........... $+6^{Cal},5$

Réaction mesurée :



$C^{10}H^{8}$ crist. + $AzO^{3}H$ liquide
= $C^{10}H^{7}AzO^{2}$ cristallisé + $H^{2}O$ liquide . . . . $+36^{Cal},5$

(TR. et HAUTEF.).

Combustion : +1191, calculée.

Température de fusion : + 56°.

Chaleur de fusion : $4^{Cal},4$.

BATTELLI, *J. B. für* 1887, p. 220.

CHAPITRE XI.

CARBURES RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

Un seul a été l'objet de mesures.

Pentaméthylbenzine : $C^{11}H^{16} = 148$.

$C^{11} + H^{16} = C^{11}H^{16}$ liquide .... $+35^{Cal},2$

Combustion : $+1554,1$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 83; 1889.

CHAPITRE XII.

CARBURES RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

Première, deuxième, troisième et quatrième sections. — CARBURES :



$C^{12}H^{26} = 170$; $C^{12}H^{24} = 168$; $C^{12}H^{22} = 154$; $C^{12}H^{20} = 164$.

Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^{12}H^{18} = 162$.

HEXAMÉTHYLBENZINE : $C^{12}H^{18} = 162$.



$C^{12} + H^{18} = C^{12}H^{18}$ liquide .... $+40^{Cal},4$

Combustion : $+1712,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 83; 1889.

Sixième section. — CARBURES : $C^{12}H^{10} = 154$.

DIPHÉNYLE : $C^{12}H^{10} = 154$.



$C^{12} + H^{10} = C^{12}H^{10}$ crist. .... $-33^{Cal},5$

Combustion : $+1510,1$.

B. et VIE., *A.* [6], X, 448; 1887.

ACÉNAPHTÈNE : $C^{12}H^{10} = 154$.



$C^{12} + H^{10} = C^{12}H^{10}$ crist. .... $-44^{Cal},6$

Combustion : $+1521,2$.

B. et VIE., *A.* [6], X, 449; 1887.

Dissolution étendue dans	$n\,CH^4O$	$-6,2$
»	$n\,C^2H^6O$	$-5,9$
»	$n\,C^3H^8O$	$-6,8$
»	$n\,CHCl^3$	$-4,5$
»	$n\,C^7H^8$	$-4,8$

SPEYERS, *J. Ann. Ch. Soc.*, XVIII, pour 1896.

CHAPITRE XIII.

CARBURES RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

Un seul a été l'objet de mesures.

DIPHÉNYLMÉTHANE : $C^{13}H^{12} = 168$.

$C^{13} + H^{12} = C^{13}H^{12}$ crist .... $-15^{Cal},8$

Combustion : $+1655,7$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 83; 1889.

CHAPITRE XIV.

CARBURES RENFERMANT QUATORZE ATOMES DE CARBONE.

Première à huitième sections. — CARBURES :


$C^{14}H^{30} = 198$, à $C^{14}H^{16} = 184$.

Pour mémoire.

Neuvième section. — CARBURES : $C^{14}H^{14} = 182$.

DIBENZYLE : $C^{14}H^{14} = 182$.


$C^{14} + H^{14} = C^{14}H^{14}$ crist. . . . . $-27^{Cal},0$

Combustion : $+1830,2$.

B. et VIE., *A.* [6], X, 451 ; 1887.

Dixième section. — CARBURES : $C^{14}H^{12} = 180$.

STILBÈNE : $C^{14}H^{12} = 180$.


$C^{14} + H^{12} = C^{14}H^{12}$ crist. . . . . $-43^{Cal},1$

B. et VIE., *A.* [6], X, 451 ; 1887.

Combustion : $+1777,3$.

Onzième section. — CARBURES : $C^{14}H^{10} = 178$.

TOLANE : $C^{14}H^{10} = 178$.


$C^{14} + H^{10} = C^{14}H^{10}$ crist. . . . . $-73^{Cal},7$

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 412.

Combustion : $+1738,9$.

ANTHRACÈNE : $C^{14}H^{10} = 178$.

$C^{14} + H^{10} = C^{14}H^{10}$ crist. . . . . $-42^{Cal},4$

B. et VIE., *A*. [6], X, 451 ; 1887.

Combustion : $+1707,6$.

PHÉNANTHRÈNE : $C^{14}H^{10} = 178$.

$C^{14} + H^{10} = C^{14}H^{10}$ crist. . . . . $-35^{Cal},2$

B. et VIE., *A*. [6], X, 451 ; 1887.

Combustion : $+1700,4$.

Dissolution étendue dans $n C^7H^6O$. . . . . $-4,3$

» $n C^7H^8$. . . . . $-3,5$

SPEYERS.

CHAPITRE XV.

CARBURES RENFERMANT QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE XVI.

CARBURES RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

Un seul a été l'objet de mesures.

HEXADÉKANE : $C^{16}H^{34} = 226$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

Combustion : +2558,6.

$C^{16} + H^{34} = C^{16}H^{34}$ solide .... $+123^{Cal},2$

CHAPITRE XVII.

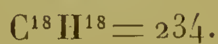
CARBURES RENFERMANT DIX-SEPT ATOMES DE CARBONE.

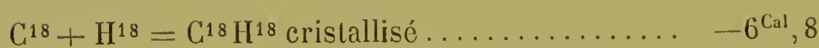
Pour mémoire.

CHAPITRE XVIII.

CARBURES RENFERMANT DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

RÉTÈNE.

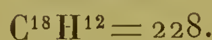

$C^{18}H^{18} = 234.$


$C^{18} + H^{18} = C^{18}H^{18}$ cristallisé .... $-6^{Cal},8$

B. et V., *A*. [6], X, 447; 1887.
B. et Rec., *A*. [6], XIII, 298; 1888.

Combustion : +2325,2.

CHRYSÈNE.


$C^{18}H^{12} = 228.$


$C^{18} + H^{12} = C^{18}H^{12}$ cristallisé.................. $-28^{Cal},9$

Combustion : +2140,3.

St., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

CHAPITRE XIX.

CARBURES RENFERMANT DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

TRIPHÉNYLMÈTHANE : $C^{19}H^{10} = 244$.

$C^{19} + H^{10} = C^{19}H^{10}$ cristallisé.................. $-36^{Cal},7$

St.

Combustion : $+2380,4$.

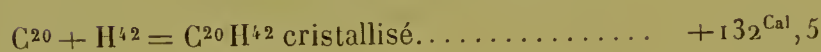
CHAPITRE XX.

CARBURES RENFERMANT VINGT ATOMES DE CARBONE.

EIKOSANE.



$C^{20}H^{42} = 282$... solide.

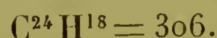


$C^{20} + H^{42} = C^{20}H^{42}$ cristallisé................ $+132^{Cal},5$

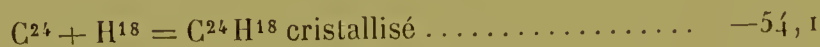
St., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

Combustion : $+3182,5$.

TRIPHÉNYLBENZINE.



$C^{24}H^{18} = 306$.



$C^{24} + H^{18} = C^{24}H^{18}$ cristallisé.................. $-54,1$

St.

Combustion : $+2938,3$.

PARAFFINE.



$C^{n}H^{2n+2}$.

Température de fusion : $52°,4$.

Chaleur de fusion, pour 1gr : $35^{Cal},6$ (Battelli).

» pour 1 molécule : $\left(\frac{14n+2}{1000}\right) \times 35,6$.

DEUXIÈME DIVISION.

—

ALCOOLS.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

ALCOOLS PROPREMENT DITS.

CHAPITRE I.

ALCOOLS MONOATOMIQUES.

Première section. — ALCOOL MÉTHYLIQUE.


$CH^4O = 32$.

$C + H^4 + O = CH^4O$ gaz. $+53^{Cal},3$ liq. $+61^{Cal},7$ diss. $+63^{Cal},7$

St., *J. pr. Ch.*, XL, 343; 1889.

Combustion : $+170,6$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (0°-20°) : 21,4.

Température d'ébullition : +66°,8 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (+101° à +225°) : 14,7 (R.).

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},45$ (R.).

Chaleur de dissolution : $+2^{Cal},0$ env.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Dilution :

Dupré, *Pogg. Ann.*, CXLVIII, 238.
Fo., *A.* [6], XXVII, 546; 1892.

$$Q = 1^{Cal},965 - 0,3n \text{ jusqu'à } CH^4O + 1,8H^2O.$$
$$Q' = \frac{1^{Cal},957}{n} + 0,538 \text{ au delà, jusqu'à } n = 9.$$

Méthylates.

	Cal
CH^4O dissous + NaOH dissoute	+ 0,04
» + KOH dissoute	+ 0,11

Fo., *A.* [6], XI, 448; 1887.

CH^4O liq. + NaOH sol. = CH^3NaO sol. + H^2O liq	+ 1,3
CH^4O liq. + KOH sol. = CH^3KO sol. + H^2O liq	+ 4,3
CH^4O liquide en excès + Na = CH^3NaO dissous dans nCH^4O + H	+48,0
CH^4O liquide en excès + K = CH^3KO dissous dans nCH^4O + H	+50,9
CH^4O liquide en excès + Li = CH^3LiO dissous dans nCH^4O + H	+55,1
CH^3NaO : dissolution dans l'eau	+11,9
CH^3NaO + nCH^4O	+15,0
CH^3KO : dissolution dans l'eau	+12,7
CH^3NaO + CH^4O = $CH^3NaO.CH^4O$ crist	+ 8,8
Ce composé + eau	+ 5,05
$4CH^4O$ + 3BaO (union des composants)	+63,1 ou +21,0×3
Dissolution dans 6HCl étendu	+56,0

Fo., *C. R.*, CII, 1398; 1886; CXX, 737; 1895.

D'où l'on calcule :

Dissolution dans l'eau	+28,6
$2CH^4O$ + BaO + H^2O sol. (union des composants)	+26,9

Acide méthylsulfurique.

CH^4O dissous + SO^4H^2 dissous = CH^4SO^4 diss. + H^2O .... — $5^{Cal},1$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

ÉTHER MÉTHYLCHLORHYDRIQUE (*chlorure de méthyle*).



$CH^3Cl = 50,5.$

			Cal
$C + H^3 + Cl = CH^3Cl$ gaz	$+29^{Cal},0$	liquide....	+ 33,9
CH^4O gaz + HCl gaz = CH^3Cl gaz + H^2O gaz............			+ 11,3
{ CH^4O liquide + HCl gaz = CH^3Cl gaz + H^2O liquide......			+ 13,6
{ CH^4O liquide + HCl gaz = CH^3Cl liquide + H^2O gaz.....			+ 7,3

B.

Voir *Formène*, p. 394.

ÉTHER MÉTHYLBROMHYDRIQUE (*bromure de méthyle*).



$CH^3Br = 95.$

	Cal
$C + H^3 + Br$ gaz = CH^3Br gaz........................	+ 17,4
$C + H^3 + Br$ liquide = CH^3Br gaz......................	+ 13,6
{ CH^4O gaz + HBr gaz = CH^3Br gaz + H^2O gaz...........	+ 9,4
{ CH^4O liquide + HBr gaz = CH^3Br gaz + H^2O liquide.....	+ 11,7

B.

Voir page 395.

ÉTHER MÉTHYLIODHYDRIQUE (*iodure de méthyle*).



$CH^3I = 142.$

			Cal
$C + H^3 + I$ gaz = CH^3I gaz......	$+15^{Cal},9$	liquide..	+ 22,4
$C + H^3 + I$ solide = CH^3I gaz....	$+9^{Cal},1$	liquide..	+ 15,6
CH^4O gaz + HI gaz = CH^3I gaz + H^2O gaz..............			+ 19,8
{ CH^4O liquide + HI gaz = CH^3I gaz + H^2O liquide........			+ 22,1
{ CH^4O liquide + HI gaz = CH^3I liquide + H^2O gaz........			+ 17,8

B.

Voir page 396.

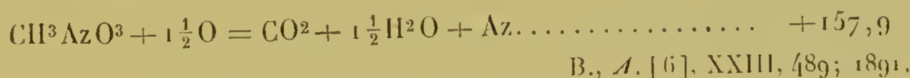
ÉTHER MÉTHYLAZOTIQUE (*azotate de méthyle*).



$CH^3AzO^3 = 77.$

$C + H^3 + Az + O^3 = CH^3AzO^3$ liquide..................	$+39^{Cal},9$
CH^4O liq. + AzO^3H liq. = $CH^3(AzO^3)$ liq. + H^2O liq.....	+ 5,5

Combustion :



$CH^3AzO^3 + 1\frac{1}{2}O = CO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O + Az$.................. $+157,9$

B., *A.* [6], XXIII, 489; 1891.

ÉTHER DIMÉTHYLCARBONIQUE (*Carbonate de méthyle*).


$C^3H^6O^3$ ou $(CH^3)^2CO^3 = 74$.


$C^3 + H^6 + O^3 = C^3H^6O^3$ liq.. $+151^{Cal}$

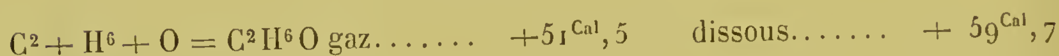
LOUG., *A.* [6], VIII, 134; 1886.

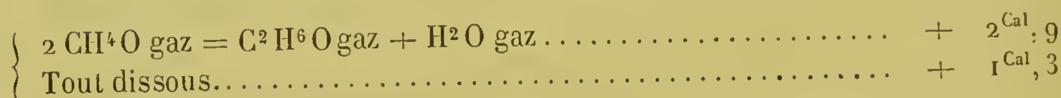
Combustion : +339,7.
Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},91$.

LOUG., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE (*oxyde de méthyle*).


C^2H^6O ou $(CH^3)^2O = 46$... gazeux.


$C^2 + H^6 + O = C^2H^6O$ gaz....... $+51^{Cal},5$ dissous....... $+59^{Cal},7$


$2CH^4O$ gaz $= C^2H^6O$ gaz $+ H^2O$ gaz........................ $+2^{Cal},9$
Tout dissous.. $+1^{Cal},3$

B., *A.* [5], XXIII, 181; 1881.

Combustion : +344,2.
Dissolution : $+8^{Cal},3$, à 17°.

Deuxième section. — ALCOOL ÉTHYLIQUE.


$C^2H^6O = 46$.


$C^2 + H^6 + O = C^2H^6O$ gaz. $+59^{Cal},8$ liq. $+69^{Cal},9$ diss. $+72^{Cal},4$

Combustion : $+325^{Cal},7$.

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 313; 1892.

Chaleur spécifique moléculaire liquide :

− 20°	23,2 (R.)
+ 20	27,4 »
+ 80	35,4 »
+160	51,1 (Hirn)

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (110°—220°) : 20,8 (R.).

Température d'ébullition : +78°,3 (R.).
Chaleur de vaporisation : $9^{Cal},84$ (R.).
Dissolution : $+2^{Cal},54$, à 13°.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Dilution :

Dupré et Page, *Pogg. Erg.*, V., 221, 233; 1870.
Fo., *A.* [6], XXVII, 544; 1892.

Pour $C^2H^6O + nH^2O$:

$$Q = 2^{Cal},533 - 0,2542\,n, \qquad n < 6.$$

Au delà de $n = 6$, $Q = \frac{50}{n^2}$.

$C^2H^4O^2$ liquide $+ nC^2H^6O$ .... $-0^{Cal},25$

Éthylates ou alcoolates.

Les alcoolates sont décomposés par un excès d'eau, entièrement ou à peu près, en alcool et base libres.

B., *A.* [4], XXIX, 291; 1873.

Voici les données relatives à ces composés, sous différents états :

Fo, *A.* [6], III, 129; 1884; XI, 464; 1887.

	Cal
C^2H^6O dissous $+$ NaOH dissoute	$-0,09$
» $+$ KOH dissoute	$+0,02$
C^2H^6O liquide $+$ NaOH solide $= C^2H^5NaO$ solide $+ H^2O$ liquide	$-1,0$
C^2H^6O liquide $+$ KOH solide $= C^2H^5KO + H^2O$ liquide	$+0,45$
C^2H^6O liquide en excès $+$ Na $= C^2H^5NaO$ dissous dans $nC^2H^6O + H$	$+44,7$
C^2H^6O liquide en excès $+$ K $= C^2H^5KO$ dissous dans $nC^2H^6O + H$	$+49,2$
C^2H^6O liquide en excès $+$ Li $= C^2H^5LiO$ dissous dans $nC^2H^6O + H$	$+51,5$
$C^2H^5NaO +$ eau	$+13,5$
$C^2H^5NaO + nC^2H^6O$	$+12,6$
$C^2H^5KO +$ eau	$+14,7$
$C^2H^5KO + nC^2H^6O$	$+13,6$
$C^2H^5NaO + 2C^2H^6O =$ composé cristallisé	$+8,1$
$C^2H^5NaO.2C^2H^6O$ crist. $+$ eau	$+10,5$
» $+ nC^2H^6O$, dissolution	$+4,5$

		Cal
$C^2H^5NaO + 3C^2H^6O$ = composé cristallisé		+ 8,8
$C^2H^5NaO.3C^2H^6O$ crist. + eau		+12,3
» + nC^2H^6O, dissolution		+ 3,9
$4C^2H^6O + 3CaO$ = composé solide	+55,6 ou	+ 18,5×3
» dissous dans l'eau		+ 8,9
» dissous dans HCl étendu		+92,9

Fo., *C. R.*, CXX, 737; 1895.

$4C^2H^6O$ liquide + $3BaO$ = composé solide	+45,0 ou	+ 15,0×3
» dissous dans nC^2H^6O		+54,6
» dissous dans l'eau		+49,1
$2C^2H^6O$ dissous dans l'eau + $BaO.H^2O$ dissoute dans l'eau		+ 0,0
BaO dissoute dans nC^2H^6O		+33,2

HCl gaz + C^2H^6O liquide .... +10,6

B., *A.* [5], XV, 229; 1878.

HCl + nC^2H^6O .... +17,35

B., *A.* [5], IX, 347; 1876.

HBr + nC^2H^6O .... +23,1 env.

B.

C^2H^6O liq. + C^2H^5Cl liquide, à 12° .... — 0,2

$C^2H^6O^2$ liq. + $C^2H^3(C^2H^5)O^2$ liquide .... — 0,1 env.

B., *A.* [5], XV, 233; 1878.

ACIDE ÉTHYLSULFURIQUE.

C^2H^6O diss. + SO^4H^2 étendu = $C^2H^6SO^4$ diss. + H^2O ..... — $4^{Cal},7$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Voir *Éthylène*, p. 404.

ÉTHER ÉTHYLCHLORHYDRIQUE (*chlorure d'éthyle*).

$$C^2H^5Cl = 64,5.$$

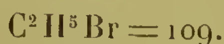
$C^2 + H^5 + Cl = C^2H^5Cl$ gaz .... $+39^{Cal},1$ liquide .. +45,5

Voir *Éthane*, p. 398.

C^2H^6O gaz + HCl = C^2H^5Cl gaz + H^2O gaz	+15,5
C^2H^6O liquide + HCl gaz = C^2H^5Cl gaz + H^2O liquide	+16,2
C^2H^6O liquide + HCl gaz = C^2H^5Cl liquide + H^2O gaz	+11,8

B.

ÉTHER ÉTHYLBROMHYDRIQUE (*bromure d'éthyle*).


$C^2H^5Br = 109$.

$C^2 + H^5 + Br$ gaz $= C^2H^5Br$ gaz....	$+31^{Cal},6$	liquide.....	$+38^{Cal},3$
$C^2 + H^5 + Br$ liquide $= C^2H^5Br$ gaz.	$+27^{Cal},8$	liquide.....	$+34,5$

B.

C^2H^6O gaz $+ HBr$ gaz $= C^2H^5Br$ gaz $+ H^2O$ gaz............	$+17,6$
C^2H^6O liquide $+ HBr$ gaz $= C^2H^5Br$ gaz $+ H^2O$ liquide......	$+18,3$
C^2H^6O liquide $+ HBr$ gaz $= C^2H^5Br$ liquide $+ H^2O$ gaz......	$+14,2$

Voir *Éthane*, p. 399.

ÉTHER ÉTHYLIODHYDRIQUE (*iodure d'éthyle*).


$C^2H^5I = 156$.

$C^2 + H^5 + I$ gaz $= C^2H^5I$ gaz......	$+24^{Cal},0$	liquide......	$+31^{Cal},5$
$C^2 + H^5 + I$ solide $= C^2H^5I$ gaz....	$+17^{Cal},2$	liquide......	$+24,7$

B.

C^2H^6O gaz $+ HI$ gaz $= C^2H^5I$ gaz $+ H^2O$ liquide............	$+20,0$
C^2H^6O liquide $+ HI$ gaz $= C^2H^5I$ gaz $+ H^2O$ liquide.........	$+22,7$
C^2H^6O liquide $+ HI$ gaz $= C^2H^5I$ liquide $+ H^2O$ gaz.........	$+19,6$

Voir *Éthane*, p. 400.

ÉTHER ÉTHYLAZOTIQUE (*Azotate d'éthyle*).


$C^2H^5(AzO^3) = 91$.

$C^2 + H^5 + Az + O^3 = C^2H^5AzO^2$ liq....	$+48^{Cal},5$	diss.....	$+49^{Cal},5$

B., *A.* [5], IX, 324; 1886.

Combustion (calculée) :

$C^2H^5AzO^3 + 3\frac{1}{2}O = C^2O^4 + 2\frac{1}{2}H^2O + Az$.................... $+312^{Cal},6$

Réaction mesurée :

C^2H^6O liq. $+ AzO^3H$ liq. $= C^2H^5(AzO^3)$ liq. $+ H^2O$...........	$+5^{Cal},8$
C^2H^6O dissous $+ AzO^3H$ étendu $= C^2H^5AzO^3$ dissous $+ H^2O$ (calculé)....................	$+3,2$
Dissolution dans l'eau (180 parties).........................	$+0,99$

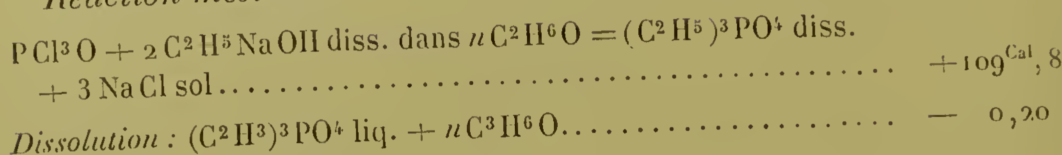
ÉTHER PHOSPHORIQUE (*phosphate d'éthyle*).


$(C^2H^5)^3PO^4 = 182$.

$C^6 + H^{12} + PO^4H^3$ crist. $= C^6H^5PO^4$ liq....................	$-6^{Cal},7$
PO^4H^3 crist. $+ 3C^2H^6O$ liq. $= (C^2H^5)^3PO^4$ liq. $+ 3H^2O$ liq....	$-9^{Cal},4$

CAVALIER, *C. R.*, CXXII, 1486; 1896.

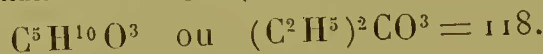
Réaction mesurée :



$PCl^3O + 2C^2H^5NaOH$ diss. dans $nC^2H^6O = (C^2H^5)^3PO^4$ diss.
$+ 3NaCl$ sol .... $+109^{Cal},8$

Dissolution : $(C^2H^3)^3PO^4$ liq. $+ nC^3H^6O$ .... $-\ 0,20$

ÉTHER CARBONIQUE (*Carbonate d'éthyle*).



$C^5H^{10}O^3$ ou $(C^2H^5)^2CO^3 = 118$.



$C^5 + H^{10} + O^3 = C^5H^{10}O^3$ liq. .... $+174^{Cal},3$

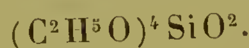
Loug., *A.* [6], VIII, 133; 1876.

Combustion : +642,2.

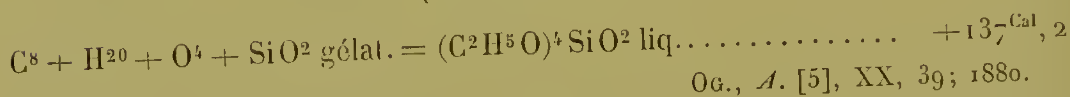
Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},6$.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

ÉTHER SILICIQUE (*silicate d'éthyle*).



$(C^2H^5O)^4SiO^2$.



$C^8 + H^{20} + O^4 + SiO^2$ gélat. $= (C^2H^5O)^4SiO^2$ liq. .... $+137^{Cal},2$

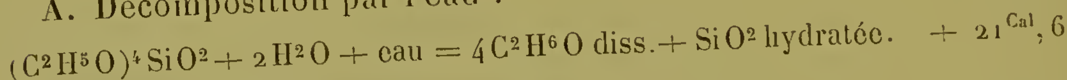
Og., *A.* [5], XX, 39; 1880.

Chaleur de combustion : $+1434^{Cal},4 + x$; x étant la chaleur de transformation de SiO^2 gélatineuse en SiO^2 calcinée, à la température de combustion.

Chaleur de volatilisation : $7^{Cal},0$.

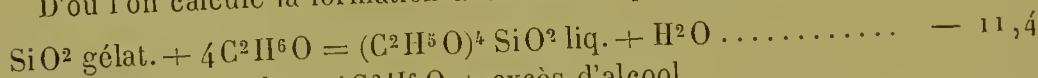
Réactions mesurées :

A. Décomposition par l'eau :

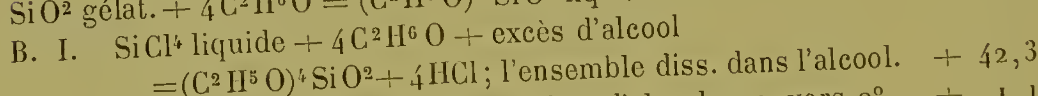


$(C^2H^5O)^4SiO^2 + 2H^2O +$ eau $= 4C^2H^6O$ diss. $+ SiO^2$ hydratée. $+\ 21^{Cal},6$

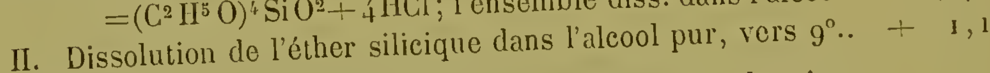
D'où l'on calcule la formation avec l'alcool pur :



SiO^2 gélat. $+ 4C^2H^6O = (C^2H^5O)^4SiO^2$ liq. $+ H^2O$ .... $-\ 11,4$

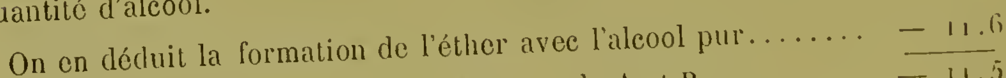


B. I. $SiCl^4$ liquide $+ 4C^2H^6O +$ excès d'alcool
$= (C^2H^5O)^4SiO^2 + 4HCl$; l'ensemble diss. dans l'alcool. $+\ 42,3$

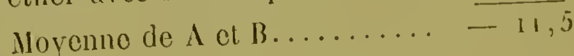


II. Dissolution de l'éther silicique dans l'alcool pur, vers 9°.. $+\ 1,1$

III. Dissolution simultanée de HCl et de cet éther dans la même quantité d'alcool.

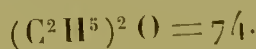


On en déduit la formation de l'éther avec l'alcool pur........ $-\ 11,6$

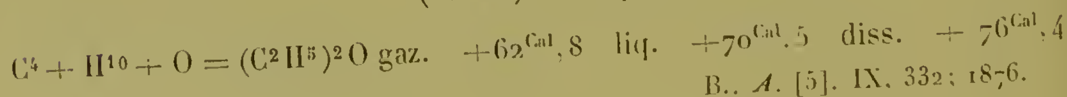


Moyenne de A et B........... $-\ 11,5$

ÉTHER DIÉTHYLIQUE (*Oxyde d'éthyle*).



$(C^2H^5)^2O = 74$.



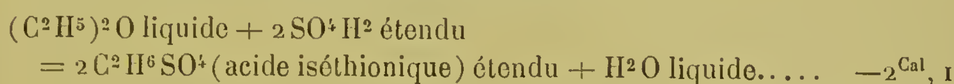
$C^4 + H^{10} + O = (C^2H^5)^2O$ gaz. $+62^{Cal},8$ liq. $+70^{Cal},5$ diss. $+\ 76^{Cal},4$

B., *A.* [5], IX, 332; 1876.

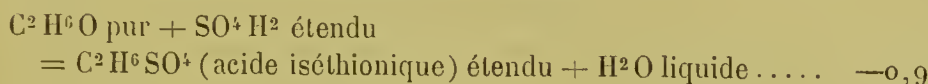
Combustion (calculée) : $+651,7$.

Réactions mesurées :

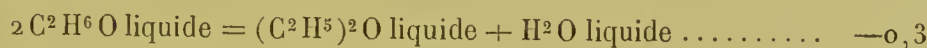
A. $(C^2H^5)^2O$ dissous dans l'acide sulfurique fumant, puis dilué, etc.; ce qui a fourni, en définitive :

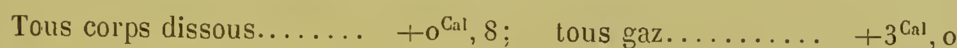

$(C^2H^5)^2O$ liquide $+ 2SO^4H^2$ étendu
$= 2C^2H^6SO^4$ (acide iséthionique) étendu $+ H^2O$ liquide..... $-2^{Cal},1$

Or, d'autre part, l'expérience a donné


C^2H^6O pur $+ SO^4H^2$ étendu
$= C^2H^6SO^4$ (acide iséthionique) étendu $+ H^2O$ liquide..... $-0,9$

On en tire :


$2C^2H^6O$ liquide $= (C^2H^5)^2O$ liquide $+ H^2O$ liquide.......... $-0,3$


Tous corps dissous........ $+0^{Cal},8$; tous gaz........... $+3^{Cal},0$

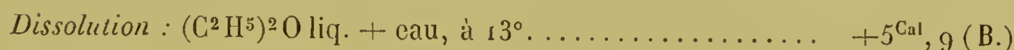
B. M. Stohmann et ses collaborateurs ont trouvé depuis, pour la chaleur de combustion de l'éther mesurée directement : $+651,6$.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},7$ (R.).

Chaleur spécifique moléc. élém. gazeuse : $26,6 + 0,0632\,t$ (Wie.).

Chaleur spécifique moléc. élém. liquide.

-30°	37,8 (R.).
$+35$	40,7 »
$+130$	58,8 (Hirn).


Dissolution : $(C^2H^5)^2O$ liq. $+$ eau, à 13°..................... $+5^{Cal},9$ (B.)

ÉTHER SULFHYDRIQUE (*sulfure d'éthyle*).

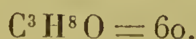

$(C^2H^5)^2S$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (20°-70°) : 43 (R.).

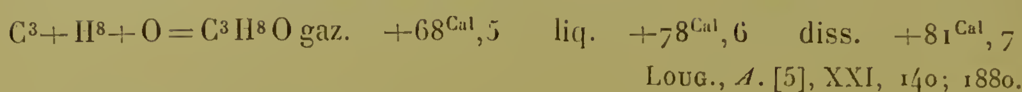
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (120°-223°) : 36,1 (R.).

Troisième section. — ALCOOLS RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section. — ALCOOL PROPYLIQUE NORMAL.


$C^3H^8O = 60$.

Primaire.



$C^3 + H^8 + O = C^3H^8O$ gaz. $+68^{Cal},5$ liq. $+78^{Cal},6$ diss. $+81^{Cal},7$

Loug., *A.* [5], XXI, 140; 1880.

Combustion : $+480,3$.

Chaleur de vaporisation : $9^{Cal},9$.

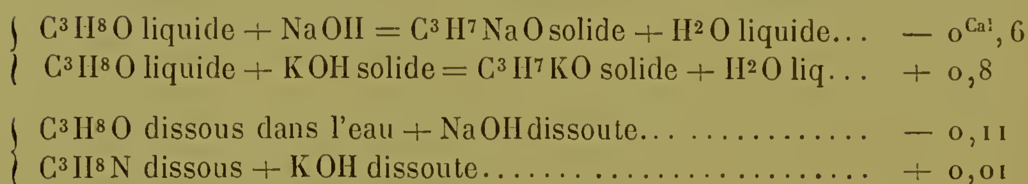
Diakonoff, *J. B.*, *für* 1882, p. 106.



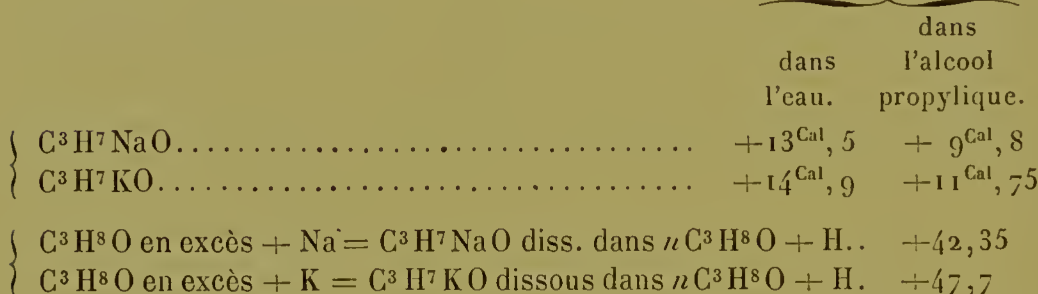
Dissolution : C^3H^8O + eau .... + 3,05 (B.)

Propylates.

Fo., *A.* [6], XI, 465; 1887.



C^3H^8O liquide + NaOH = C^3H^7NaO solide + H^2O liquide...	— $0^{Cal},6$
C^3H^8O liquide + KOH solide = C^3H^7KO solide + H^2O liq...	+ 0,8
C^3H^8O dissous dans l'eau + NaOH dissoute...	— 0,11
C^3H^8N dissous + KOH dissoute...	+ 0,01

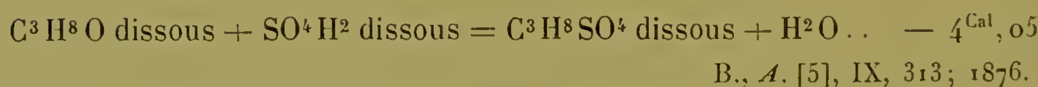


	Dissolution dans l'eau.	Dissolution dans l'alcool propylique.
C^3H^7NaO	$+13^{Cal},5$	$+9^{Cal},8$
C^3H^7KO	$+14^{Cal},9$	$+11^{Cal},75$

C^3H^8O en excès + Na = C^3H^7NaO diss. dans nC^3H^8O + H..	+42,35
C^3H^8O en excès + K = C^3H^7KO dissous dans nC^3H^8O + H.	+47,7

Fo. *A.* [6], XI, 465; 1887.

ACIDE PROPYLSULFURIQUE.

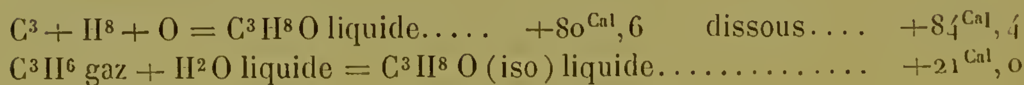


C^3H^8O dissous + SO^4H^2 dissous = $C^3H^8SO^4$ dissous + H^2O .. — $4^{Cal},05$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Deuxième sous-section. — ALCOOL ISOPROPYLIQUE.

Secondaire.



$C^3 + H^8 + O = C^3H^8O$ liquide..... $+80^{Cal},6$ dissous.... $+84^{Cal},4$

C^3H^6 gaz + H^2O liquide = C^3H^8O (iso) liquide.............. $+21^{Cal},0$

Ces chiffres sont déduits de la chaleur de combustion (A).

D'après l'action de SO^4H^2 (B.), on aurait pour l'alcool liquide : $+76^{Cal},5$.

Réactions mesurées :

A. *Combustion :* +478,3.

Loug., *A.* [5], XXI, 141; 1880.

B. I. C^3H^6 absorbé par SO^4H^2 pur........................ +17,0
II. C^3H^6 gaz + SO^4H^2 étendu = $C^3H^8SO^4$ étendu......... +16,7

B., *A.* [5], IX, 336; 1876.

Ce dernier résultat se complique d'une polymérisation partielle, dont il a été tenu compte.

Dissolution : C^3H^8O liq. + eau .... + $3^{Cal},76$

Fo. *A.* [6], XXVII, 528; 1892.

Ce Mémoire renferme les chaleurs de dilution.

Isopropylates.

	Cal
C^3H^8O dissous + NaOH dissoute........................	— 0,08
» + KOH dissoute................	— 0,09

Fo., *C. R.*, CXIV, 420; 1892.

C^3H^8O en excès + Na = C^3H^7NaO diss. dans nC^3H^8O + H	+40,9
C^2H^8O + Na = C^3H^7NaO solide + H	+30,5
C^3H^7NaO + eau	+16,4
C^3H^7NaO + nC^3H^8O (isopropylique).....................	+10,5
C^3H^8O liquide + NaOH solide = C^3H^7NaO solide + H^2 liq.	— 2,9
C^3H^8O liquide + KOH solide = C^3H^7KO solide + H^2O liq.	— 1,5
$C^3H^7NaO.3C^3H^8O$ crist., dissolution dans l'eau..........	+14,5
Union des composants purs..............................	+13,0
Même composé : dissolution dans nC^3H^8O..............	— 2,8
$C^2H^5NaO^2.3C^3H^8O$ crist., dissolution dans l'eau	+11,8
Union des composants purs..............................	+ 5,0

ACIDE ISOPROPYLSULFURIQUE.

C^3H^8O dissous + SO^4H^2 dissous = $C^3H^8SO^4$ dissous + H^2O. — $3^{Cal},3$ (B.)

Troisième sous-section. — ALCOOL ALLYLIQUE.

$C^3H^6O = 58$.

$C^3 + H^6 + O = C^3H^6O$ liquide.... $+47^{Cal},2$ dissous.... +49,3

Loug. *C. R.*, XCI, 298; 1880.

Combustion : +442,7.

Dissolution : C^3H^6O + eau .... + $2^{Cal},1$

B. *A.* [5], IX, 313; 1876.

Quatrième section. — ALCOOLS RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section. — ALCOOL BUTYLIQUE.


$C^4H^{10}O = 74$.

Normal et primaire. Pour mémoire.

Deuxième sous-section. — ALCOOL ISOBUTYLIQUE.


$C^4H^{10}O = 74$.

Primaire.

$C^4 + H^{10} + O = C^4H^{10}O$ liquide..... $+85^{Cal},5$ dissous..... $+88^{Cal},4$

LOUG., *A.* [5], XXI, 141; 1880.

Combustion : +636,7.

Dissolution : $C^4H^{10}O$ liq. + eau .... + $2^{Cal},9$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Isobutylates.

Fo., *A.* [6], XI, 459; 1887.

	Cal
$C^4H^{10}O$ liq. + NaOH sol. = C^4H^9NaO sol. + H^2O liq.	— 1,5
$C^4H^{10}O$ liq. + KOH sol. = C^4H^9KO sol. + H^2O liq.	— 1,6
$C^4H^{10}O$ dissous dans l'eau + NaOH dissoute	— 0,09
$C^4H^{10}O$ dissous + KOH dissoute	+ 0,01

	Dissolution dans l'eau.	Dissolution dans l'alcool correspondant.
C^4H^9NaO	+14,25	»
C^4H^9KO	+17,2	+8,9

	Cal
C^4H^8O excès + K = C^4H^9KO dissous dans $nC^4H^{10}O$ + H	+41,9
$C^4H^7NaO.3C^4H^{10}O$ + eau	+17,3
Formation du composé solide par ses composants.............	+ 5,6

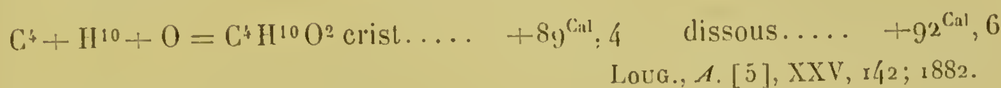
ACIDE ISOBUTYLSULFURIQUE.

$C^4H^{10}O$ diss. + SO^4H^2 diss. = $C^4H^{10}SO^4$ diss. + H^2O........... — $2^{Cal},2$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Troisième sous-section. — TRIMÉTHYLCARBINOL.

Tertiaire.


$C^4 + H^{10} + O = C^4H^{10}O^2$ crist..... $+89^{Cal},4$ dissous..... $+92^{Cal},6$

Loug., *A.* [5], XXV, 142; 1882.

Combustion : +632,8.

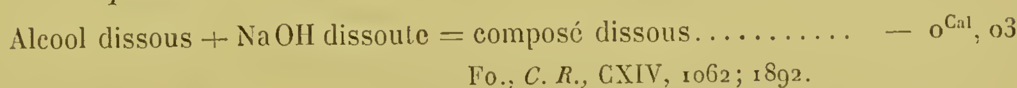
Dissolution :


A 5°.. + 3,5

A 15°.. + 3,23

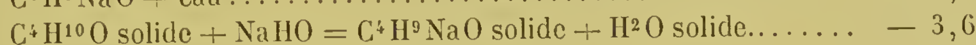
Fo., *C. R.*, CXIV, 1062; 1892.

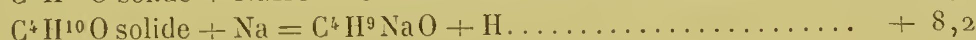
Composé sodé :


Alcool dissous + NaOH dissoute = composé dissous........... — $0^{Cal},03$

Fo., *C. R.*, CXIV, 1062; 1892.


C^4H^9NaO + eau.. +18,3


$C^4H^{10}O$ solide + NaHO = C^4H^9NaO solide + H^2O solide........ — 3,6

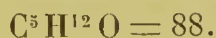

$C^4H^{10}O$ solide + Na = C^4H^9NaO + H........................ + 8,2

Cinquième section. — ALCOOLS RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

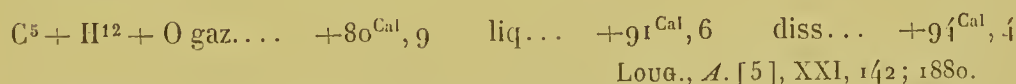
Première sous-section. — ALCOOL AMYLIQUE.

Normal et primaire. Pour mémoire.

Deuxième sous-section. — ALCOOL AMYLIQUE DE FERMENTATION.


$C^5H^{12}O = 88.$

Primaire.


$C^5 + H^{12} + O$ gaz.... $+80^{Cal},9$ liq... $+91^{Cal},6$ diss... $+94^{Cal},4$

Loug., *A.* [5], XXI, 142; 1880.

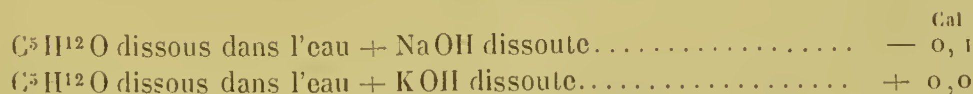
Combustion : +793,9.

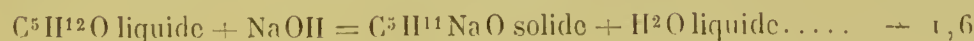
Chaleur de vaporisation : $10^{Cal},7$ (R.).

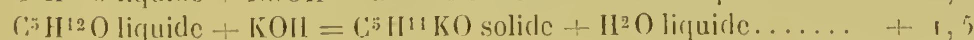
Dissolution : $+2^{Cal},8$.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Amylates.


	Cal
$C^5H^{12}O$ dissous dans l'eau + NaOH dissoute..................	— 0,1
$C^5H^{12}O$ dissous dans l'eau + KOH dissoute..................	+ 0,0


$C^5H^{12}O$ liquide + NaOH = $C^5H^{11}NaO$ solide + H^2O liquide..... + 1,6


$C^5H^{12}O$ liquide + KOH = $C^5H^{11}KO$ solide + H^2O liquide....... + 1,5

	Composé solide.	
	Dissolution dans l'eau.	Dissolution dans son alcool.
$C^5H^{11}NaO$	+14,2	»
$C^5H^{11}KO$	+14,0	+8,6

$C^5H^{12}O$ excès + K = $C^5H^{11}KO$ dissous dans $n C^5H^{12}O$ + H...... $+45^{Cal},2$

Fo., *A.* [6], XI, 460 et 466; 1887.

ACIDE AMYLSULFURIQUE.

$C^5H^{12}O$ dissous + SO^4H^2 dissous = $C^5H^{12}SO^4$ dissous + H^2O.... — 0,2

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Troisième sous-division. — DIMÉTHYLÉTHYLCARBINOL.

$C^5H^{12}O = 88$.

Tertiaire.

$C^5 + H^{12} + O = C^5H^{12}O$ gaz.......... $+87^{Cal},5$ liquide.... $+97^{Cal},0$

Loug., *A.* [5], XXI, 142; 1880.

Combustion : +788,5.

Chaleur de vaporisation : $9^{Cal},45$.

Diakonoff, *J. B. für* 1882; 106.

Quatrième sous-section. — ÉTHYLVINYLCARBINOL.

$C^5H^{10}O = 86$.

Tertiaire.

$C^5 + H^{10} + O = C^4H^{10}O$ liquide .... $+63^{Cal},3$

Combustion : +753,2.

Loug., *C. R.,* XCI, 298; 1880.

Sixième section. — ALCOOLS RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

ALLYLDIMÉTHYLCARBINOL.

$C^6H^{12}O = 100$.

Tertiaire.

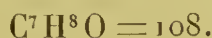
$C^6 + H^{12} + O = C^6H^{12}O$ liquide .... $+65^{Cal},8$

Combustion : +914,0.

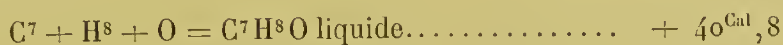
Loug., *A.* [5]. XXIII, 384; 1881.

Septième section. — ALCOOLS RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ALCOOL BENZYLIQUE.


$C^7H^8O = 108.$

Primaire.

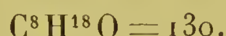

$C^7 + H^8 + O = C^7H^8O$ liquide .... $+ 40^{Cal},8$

Combustion : $+895,3$.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 4; 1887.

Huitième section. — ALCOOLS RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

1. ALCOOL OCTYLIQUE.


$C^8H^{18}O = 130.$

Primaire. Pour mémoire.

2. ALCOOL CAPRYLIQUE.

Secondaire.


$C^8 + H^{18} + O = C^8H^{18}O$ liquide .... $+113^{Cal},3$

Combustion : $+1262,1$.

LOUG., *A.* [5], XXV, 141; 1882.

3. DIALLYLMÉTHYLCARBINOL.


$C^8H^{14}O = 126.$

Tertiaire.


$C^8 + H^{14} + O = C^8H^{10}O$ liquide .... $+ 36^{Cal},0$

Combustion : $+1201,4$.

LOUG., *A.* [5], XXIII, 387; 1881.

Neuvième section. — ALCOOLS RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

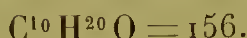
Dixième section. — ALCOOLS RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section.


$C^{10}H^{22}O = 158$.

Pour mémoire.

Deuxième sous-section. — ALLYLDIPROPYLCARBINOL.


$C^{10}H^{20}O = 156$.

Tertiaire.

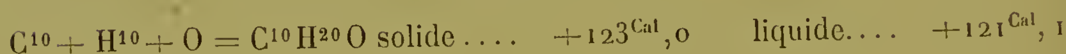

$C^{10} + H^{20} + O = C^{10}H^{20}O$ liquide.......................... $+ 83^{Cal},1$

Combustion : $+1549,9$.

Loug., *A.* [5], XXIII, 385; 1881.

Troisième sous-section. — MENTHOL.


$C^{10}H^{20}O = 156$.


$C^{10} + H^{10} + O = C^{10}H^{20}O$ solide.... $+123^{Cal},0$ liquide.... $+121^{Cal},1$

Combustion : $+1509,2$.

Loug., *A.* [5], XXIII, 386; 1881.

Température de fusion : $+42°$.
Chaleur de fusion : $2^{Cal},9$ (Bruner).

Quatrième sous-section. — CAMPHOL ou BORNÉOL.


$C^{10}H^{18}O = 154$.

Primaire.

CAMPHOL DEXTROGYRE.


$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{8}O$ crist.......................... $+ 97^{Cal},0$

Combustion : $+1467,0$.

Loug., *A.* [6], XVIII, 389; 1889.

CAMPHOL INACTIF (*racémique*).


$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ crist.......................... $+ 87^{Cal},9$

Combustion : $+1476,1$.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

AUTRE CAMPHOL.

Obtenu par l'action de $C^2H^4O^2$ sur l'essence de térébenthine.


$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ crist .... $+90^{Cal},8$

Combustion : +1473,2.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

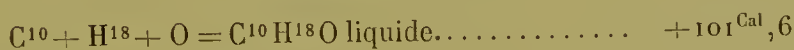
CAMPHOL DE VALÉRIANE.


$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ crist .... $+89^{Cal},2$

Combustion : +1474,8.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

EUCALYPTOL LIQUIDE.


$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ liquide.............. $+101^{Cal},6$

Combustion : +1462,4.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

HYDRATE DE CAOUTCHINE.

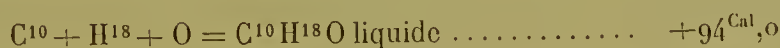

$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ crist .... $+86^{Cal},6$

Combustion : +1477,4.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

TERPILÉNOL INACTIF.

Obtenu dans la décomposition de la terpine par les acides.

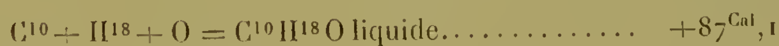

$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ liquide .... $+94^{Cal},0$

Combustion : +1470,0.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

TERPILÉNOL ACTIF.

Obtenu par l'action de $C^2H^4O^2$ sur l'essence de térébenthine, etc.


$C^{10} + H^{18} + O = C^{10}H^{18}O$ liquide.............. $+87^{Cal},1$

Combustion : +1476,9.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

Les terpilénols ne correspondent pas aux camphols par leur fonction; ce sont, en réalité, des éthers dérivés de la terpine, alcool diatomique (p. 465).

Onzième et douzième sections. — ALCOOLS RENFERMANT ONZE ET DOUZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

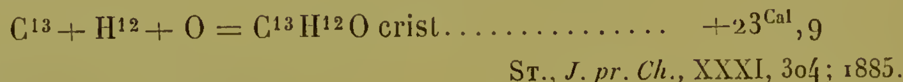
Treizième section. — ALCOOLS RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

DIPHÉNYLCARBINOL.



$C^{13}H^{12}O = 184.$

Tertiaire.



$C^{13} + H^{12} + O = C^{13}H^{12}O$ crist. . . . . $+23^{Cal},9$

St., *J. pr. Ch.*, XXXI, 304; 1885.

Combustion : $+1616,0$.

Quatorzième et quinzième sections. — ALCOOLS RENFERMANT QUATORZE ET QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Seizième section. — ALCOOLS RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

ALCOOL ÉTHALIQUE.



$C^{16}H^{34}O = 242.$



$C^{16} + H^{34} + O = C^{16}H^{34}O$ crist. . . . . $+177^{Cal},6$

Combustion : $+2504,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXI, 304; 1885.

Chaleur de volatilisation : $14^{Cal},1$ (?) (F. et Silb.).

Dix-septième et dix-huitième sections.

ALCOOLS RENFERMANT DIX-SEPT ET DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dix-neuvième section. — ALCOOLS RENFERMANT DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

TRIPHÉNYLCARBINOL.



$C^{19}H^{16}O = 260$.

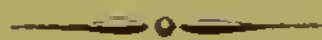
Tertiaire.



$C^{19} + H^{16} + O = C^{19}H^{16}O$ crist. . . . . $+1^{Cal},9$

Combustion : $+2341,8$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXI, 304; 1885.



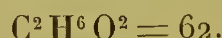
PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

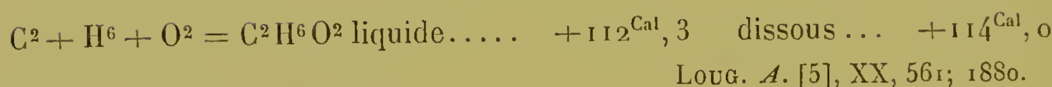
ALCOOLS PROPREMENT DITS.

CHAPITRE II.

ALCOOLS DIATOMIQUES.

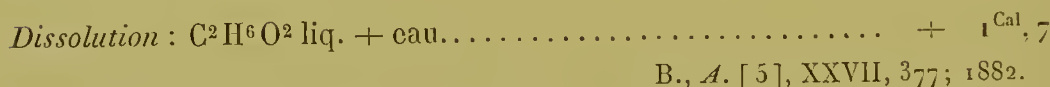
Première section. — GLYCOL.


$C^2H^6O^2 = 62$.


$C^2 + H^6 + O^2 = C^2H^6O^2$ liquide..... $+112^{Cal},3$ dissous... $+114^{Cal},0$

Loug. *A.* [5], XX, 561; 1880.

Combustion : $+283,3$.


Dissolution : $C^2H^6O^2$ liq. + eau.............................. $+ 1^{Cal},7$

B., *A.* [5], XXVII, 377; 1882.

Dérivés alcalins.

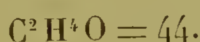
Glycols sodés :

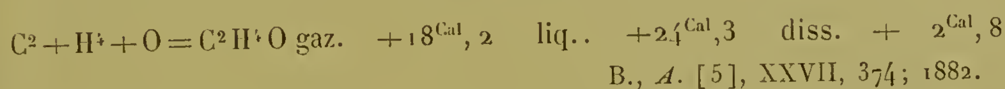
		Cal
$C^2H^6O^2$ dissous + NaOH dissoute........................	+	0,28
$C^2H^6O^2$ dissous + 2NaOH dissoute........................	+	0,36
$C^2H^6O^2$ liq. + NaOH solide = $C^2H^5NaO^2$ solide + H^2O liq...	+	5,8
$C^2H^6O^2$ liq. + 2NaOH solide = $C^2H^4Na^2O^2$ solide + $2H^2O$ liq.	+	0,35
$C^2H^5NaO^2$ sol. + NaOH solide = $C^2H^4Na^2O^2$ sol. + H^2O sol..	—	4,2
$C^2H^5NaO^2$ + eau..................................	+	6,0
$C^2H^5NaO^2.C^2H^6O^2$ crist. + eau........................	+	0,7
Combinaison des deux composants purs..................	+	7,0
$C^2H^4Na^2O^2$ + eau..................................	+	21,5
$C^2H^6O^2$ liquide + Na^2 = $C^2H^4Na^2O^2$ solide + H^2...........	+	66,7
$C^2H^6O^2$ liquide + Na = $C^2H^5NaO^2$ solide + H............	+	39,0

		Cal
$C^2H^5NaO^2.CH^4O$ crist. + eau	+	2,0
Combinaison des deux composants	+	6,15
$C^2H^5NaO^2.C^2H^6O$ crist. + eau	+	3,5
Combinaison des deux composants	+	5,0
$C^2H^5NaO^2.C^3H^8O$ (normal) crist. + eau	+	2,7
Combinaison des deux composants	+	6,4
Combinaison isomère (alcoolisopropylique)	+	6,0

Fo, *A.* [6], XX, 437, 1890; *C. R.*, CXIII, 1048; 1891.

ANHYDRIDE : ÉTHER GLYCOLIQUE (prétendu *Oxyde d'éthylène*).


$C^2H^4O = 44.$

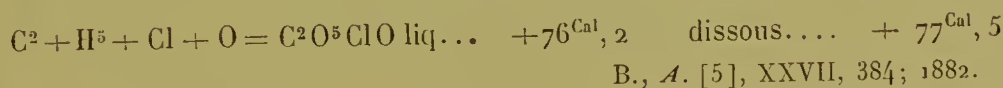

$C^2 + H^4 + O = C^2H^4O$ gaz. $+18^{Cal},2$ liq.. $+24^{Cal},3$ diss. $+ 2^{Cal},8$

B., *A.* [5], XXVII, 374; 1882.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},1$.
Chaleur de dissolution (liquide) : $+1^{Cal},5$; gaz : $+7^{Cal},6$.
Combustion : +308,4 (gaz).
Isomère, voir *Aldéhyde*.

ÉTHER GLYCOLCHLORHYDRIQUE.


$C^2H^5ClO = 80,5.$

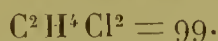

$C^2 + H^5 + Cl + O = C^2O^5ClO$ liq... $+76^{Cal},2$ dissous.... $+ 77^{Cal},5$

B., *A.* [5], XXVII, 384; 1882.

Réactions mesurées :

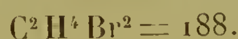
		Cal
C^2H^4O gaz. + HCl gaz = C^2H^5ClO liquide	+	36,0
C^2H^4O diss.($1^{éq} = 2^{lit}$) + HCl($1^{éq} = 2^{lit}$)	+	13,4
Les mêmes corps en dissolution 10 fois plus étendue	+	12,4

ÉTHER GLYCOLDICHLORHYDRIQUE.


$C^2H^4Cl^2 = 99.$

Voir *Chlorure d'éthylène*, p. 399.

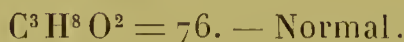
ÉTHER GLYCOLDIBROMHYDRIQUE.


$C^2H^4Br^2 = 188.$

Voir *Bromure d'éthylène*, p. 400.

Deuxième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

PROPYLGLYCOL.


$C^3H^8O^2 = 76$. — Normal.


$C^3 + H^8 + O^2 = C^3H^8O^2$ liquide .... $+127^{Cal},7$

Combustion : $+431,2$.

LOUG., *C. R.*, XCI, 299; 1880.

ISOPROPYLGLYCOL.


$C^3 + H^8 + O^2 = C^3H^8O^2$ liquide .... $+122^{Cal},7$

LOUG.

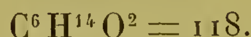
Combustion : $+436,2$.

Troisième et quatrième sections. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT QUATRE ET CINQ ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Cinquième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

PINAKONE.


$C^6H^{14}O^2 = 118$.


$C^6 + H^{14} + O^2 = C^6H^{14}O^2$ crist .... $+151^{Cal},1$

Combustion : $+897,7$.

LOUG. *A.* [5], XXV, 143; 1882.

Septième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ALCOOL SALICYLIQUE (SALIGÉNINE).


$C^7H^8O^2 = 124$... solide.


$C^7 + H^8 + O^2 = C^7H^8O^2$ crist... $+90^{Cal},1$ dissous.. $+86^{Cal},9$

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 30; 1896.

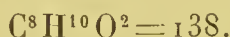
Combustion : +846,0.

Dissolution : $C^7H^8O^2$ + eau .... − 3^{Cal},2

B., *A.* [6], VII, 171 ; 1886.

Huitième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

ALCOOL ANISIQUE (*méthylparaoxybenzoïque*).



$C^8H^{10}O^2 = 138$.

Éther-alcool, dérivé de $C^7H^8O^2$ (fonction mixte).

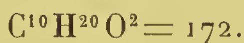
Alcool anisique : $C^8H^{10}O^2$ + NaOH dissoute, chaleur sensiblement nulle.

Ce résultat montre que le corps ne possède pas la fonction phénolique.

B., *A.* [6], VII, 191 ; 1886.

Neuvième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES, RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

TERPINE.



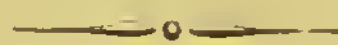
$C^{10}H^{20}O^2 = 172$.

$C^{10} + H^{20} + O^2 = C^{10}H^{20}O^2$ crist .... +176^{Cal},3

Combustion : +1456,7.

Loug. *A.* [6], XVIII, 403 ; 1889.

Anhydrides : Terpilénol, voir alcools $C^{10}H^{20}O$ (p. 459).



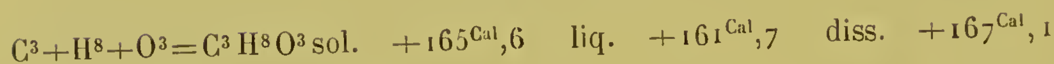
CHAPITRE III.

ALCOOLS TRIATOMIQUES.

GLYCÉRINE.



$C^3H^8O^3 = 92$.



$C^3 + H^8 + O^3 = C^3H^8O^3$ sol. $+165^{Cal},6$ liq. $+161^{Cal},7$ diss. $+167^{Cal},1$

Combustion : +397,2. St. *J. pr. Ch.*, XLII, 377; 1890.

Température de fusion : vers +17°.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},9$. B., *A.* [5], XVIII, 386; 1879.

Dissolution : $C^3H^8O^3$ liquide + eau .... + 1,5
B., *A.* [5], X, 313; 1876.

Dissolution dans l'alcool : $C^3H^8O^3$ liq. + $8C^2H^6O$ .... — 0,76
Fabre, *C. R.*, LI, 317; 1860.

Glycérinates :

	Cal
$C^3H^8O^3$ diss. + NaOH dissoute	+ 0,50
» 2NaOH diss	+ 0,64
» 3NaOH diss	+ 0,68

B., *A.* [4], XXIX, 292; 1873.

$C^3H^8O^3$ diss. + KOH dissoute	+ 0,58
» + 2KOH diss	+ 0,70
» + 3KOH diss	+ 0,79

Fo., *A.* [6], XI, 484; 1887.

La chaleur dégagée est accrue sensiblement par la présence d'un excès de glycérine, ou d'alcali.

La dilution de la liqueur sodique, renfermant un quart de molécule de glycérine par litre et à laquelle on ajoute cinq fois son volume d'eau, détruit le composé (B., Mémoire cité, p. 293).

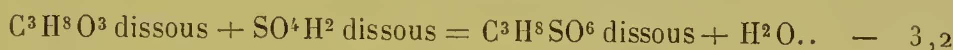
Pour les mesures suivantes voir :

Fo., *A.* [6], XI, 483; 1887. — *C. R.*, CVI, 748 et CVII, 270; 1888.

	Cal
$C^3H^7NaO^3$ + eau	+ 1,1
$C^3H^6Na^2O^3$ + eau	+ 14,5
$C^3H^5Na^3O^3$ + eau	+ 27,5 env.
$C^3H^7KO^3$ + eau	+ 0,2
$C^3H^8O^3$ solide + NaOH sol. = $C^3H^7NaO^3$ sol. + H^2O sol.	+ 8,1
$C^3H^8O^3$ solide + 2NaOH sol. = $C^3H^6Na^2O^3$ sol. + $2H^2O$ sol.	+ 6,2
$C^3H^8O^3$ solide + 3NaOH sol. = $C^3H^5Na^3O^3$ + $3H^2O$ sol.	+ 4,4 env.
$C^3H^8O^3$ solide + KOH sol. = $C^3H^7KO^3$ sol. + H^2O sol.	+ 11,9
$C^4H^8O^3$ sol. + Na = $C^3H^6NaO^3$ sol. + H	+ 40,3
$C^3H^8O^3$ sol. + K = $C^3H^6KO^3$ sol. + H	+ 46,1

	Dissolution.	Union des composants.
$C^3H^7KO^3.CH^4O$ + eau	— 1,5	+ 3,65
$C^3H^7KO^3.C^2H^6O$ + eau	— 0,1	+ 2,7
$C^3H^7KO^3.C^3H^8O$ + eau	— 0,7	+ 3,8
$C^3H^7KO^3.C^5H^{12}O$ (ferm.) + eau	+ 1,05	+ 1,8
$C^3H^7NaO^3.CH^4O$ + eau	— 2,0	+ 5,0
$C^3H^7NaO^3.C^2H^6O$ + eau	— 1,1	+ 4,6
$C^3H^7NaO^3.C^3H^8O$ + eau	— 0,6	+ 4,7
$C^3H^7NaO^3.C^4H^{10}O$ (iso) + eau	+ 0,4	+ 2,7
$C^3H^7NaO^3.C^5H^{12}O$ (ferm.) + eau	+ 1,0	+ 2,8
$C^3H^7NaO^3.C^2H^5NaO$ + eau	+ 13,5	+ 1,1
$C^3H^7KO^3.CH^3KO$ + eau	+ 10,7	+ 1,2

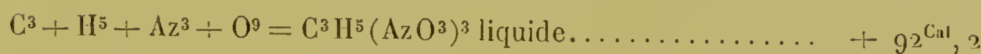
ACIDE GLYCÉRISULFURIQUE.


$C^3H^8O^3$ dissous + SO^4H^2 dissous = $C^3H^8SO^6$ dissous + H^2O.. — 3,2

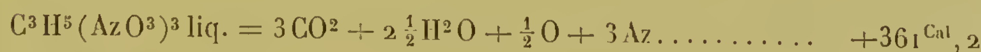
B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

NITROGLYCÉRINE.

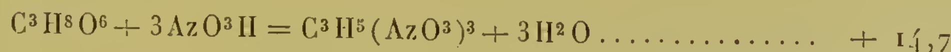

$$C^3H^5(AzO^3)^3 = 227.$$


$C^3 + H^5 + Az^3 + O^9 = C^3H^5(AzO^3)^3$ liquide .... + 92^Cal^,2

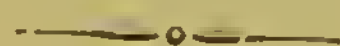
Combustion (ou détonation) :


$C^3H^5(AzO^3)^3$ liq. = $3CO^2 + 2\frac{1}{2}H^2O + \frac{1}{2}O + 3Az$ .... + 361^Cal^,2

Réaction mesurée :


$C^3H^8O^6 + 3AzO^3H = C^3H^5(AzO^3)^3 + 3H^2O$ .... + 14,7

B., *A.* [5], IX, 326; 1876.



CHAPITRE IV.

ALCOOLS TÉTRATOMIQUES.

Première section.

ÉRYTHRITE.



$C^4H^{10}O^4 = 122.$



$C^4 + H^{10} + O^4 = C^4H^{10}O^4$ crist.... $+219^{Cal},7$ dissoute... $+214^{Cal},4$

Combustion : $+502,6$.

Dissolution : $-5^{Cal},3$.

B. et MAT., *A*. [6], XXI, 411; 1890.

Dérivés alcalins.

		Cal
$C^4H^{10}O^4$ dissous + NaOH dissoute	+	0,69
$C^4H^{10}O^4$ dissous + 2NaOH dissoute	+	0,89
$C^4H^{10}O^4$ dissous + 3NaOH dissoute	+	0,98
$C^4H^{10}O^4$ dissous + 4NaOH dissoute	+	1,05
$C^4H^{10}O^4$ dissous + KOH dissoute	+	0,71
$C^4H^{10}O^4$ dissous + 2KOH dissoute	+	0,93
$C^4H^{10}O^4$ dissous + 3KOH dissoute	+	1,09

COLSON, *C. R.*, CIV, 113; 1887.

$C^4H^9NaO^4$ + eau	+	0,53
$C^4H^{10}O^4 + NaOH = C^4H^9NaO^4 + H^2O$: tous corps solides	+	6,25
Substitution Na à H (état solide, sauf H)	+	38,5
$C^4H^9KO^4$ + eau	—	1,23
$C^4H^{10}O^4 + KOH = C^4H^9KO^4 + H^2O$: tous corps solides	+	10,7
Substitution K à H (état solide, sauf H)	+	44,9

	Dissolution.	Union des composants; composé solide.
$C^4H^9NaO^4.CH^4O$ crist. + eau	$-2,0$	$+\ 4,5$
$C^4H^9NaO^4.C^2H^6O$ crist. + eau	$-1,94$	$+\ 5,0$
$C^4H^9NaO^4.3C^2H^6O$ crist. + eau	$-5,1$	$+\ 13,25$
$C^4H^9NaO^4.\frac{1}{2}H^2O$ + eau	$-1,1$	$+\ 0,9$
$C^4H^9NaO^4.2H^2O$ + eau	$-6,6$	$+\ 4,2$
$C^4H^9KO^4.\frac{1}{2}H^2O$ + eau	$-4,35$	$+\ 2,4$
$C^4H^8Na^2O^4$ + eau		$+\ 12,5$
$C^4H^8Na^2O^4.4H^2O$ + eau		$-\ 2,25$
$C^4H^{10}O^4 + 2NaOH$ $= C^4H^8Na^2O^4 + 2H^2O$: tout solide		$+\ 5,7$
Substitution Na^2 à H^2 (état solide, sauf H^2)		$+\ 70,0$
$C^4H^8Na^2O^4.2NaOH$ + eau		$+\ 29,3$
$C^4H^8Na^2O^4.9\frac{1}{2}H^2O$ + eau		$+\ 1,8$
Réaction de $2NaOH$ sol. sur $C^4H^8Na^2O$ sol		$+\ 2,9$

Fo., *A.* [6], XXVI, 230; 1892.

Deuxième section.

PENTÉRYTHRITE.



$C^5H^{12}O^4 = 136.$



$C^5 + H^{12} + O^4 = C^5H^{12}O^4$ cristallisée .... $+221^{Cal},2$

Combustion : $+661,4$.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 327; 1891.

CHAPITRE V.

ALCOOLS PENTATOMIQUES.

Première section.

ARABITOL.



$C^5H^{12}O^5 = 152.$

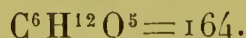


$C^5 + H^{12} + O^5 = C^5H^{12}O^5$ cristallisée......... $+273^{Cal},5$

Combustion : +612,0 (St.).

Deuxième section.

QUERCITE.



$C^6H^{12}O^5 = 164.$



$C^6 + H^{12} + O^5 = C^6H^{12}O^5$ crist.............. $+269^{Cal},4$

Combustion : +710,4.

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 341 ; 1888.

RHAMNOSE.



$C^6H^{12}O^5 = 164.$



$C^6 + H^{12} + O^5 = C^6H^{12}O^5$ crist.............. $+261^{Cal},3$

Combustion : +718,5.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 305 ; 1891.

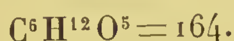
Hydrate : $C^6H^{12}O^5.H^2O$.

Combustion : $+711^{Cal},8$.

Remarque. — Il résulterait de ce dernier chiffre que la fixation d'une molécule d'eau H^2O sur la rhamnose dégagerait $+6^{Cal},7$. Mais cette valeur n'est pas sûre, étant subordonnée aux limites d'erreur des chaleurs de combustion, c'est-à-dire de nombres cent fois aussi

considérables. La même remarque s'applique à divers hydrates de glucoses cités plus loin. Les chaleurs d'hydratation doivent être mesurées de préférence en dissolvant dans l'eau, à la même température, le corps et son hydrate; pourvu toutefois que l'état moléculaire des deux dissolutions soit démontré identique (*voir* GLUCOSE, p. 477).

FUCOSE.

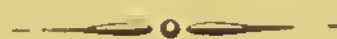


$$C^6H^{12}O^5 = 164.$$



$$C^6 + H^{12} + O^5 = C^6H^{12}O^5 \text{ crist} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots + 267^{Cal},6$$

Combustion : +712,2. St., *J. pr. Ch.*, XLV, 305; 1891.



CHAPITRE VI.

ALCOOLS HEXATOMIQUES.

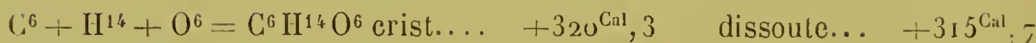
Première section.

Première sous-section. — ALCOOLS $C^6H^{14}O^6$.

MANNITE.



$C^6H^{14}O^6 = 182$.



$C^6 + H^{14} + O^6 = C^6H^{14}O^6$ crist.... $+320^{Cal},3$ dissoute... $+315^{Cal},7$

Combustion : +728,5.

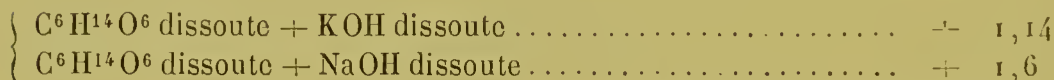
B. et V., *A.* [6], X, 456; 1887.



Dissolution : $C^6H^{14}O^6$ + eau .... $-4^{Cal},6$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

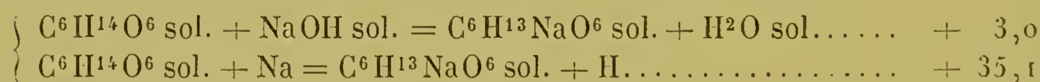
Mannitates :



{ $C^6H^{14}O^6$ dissoute + KOH dissoute .... + 1,14
{ $C^6H^{14}O^6$ dissoute + NaOH dissoute .... + 1,6

B., *A.* [4], XXIX, 299; 1873.

Le composé est détruit à peu près entièrement, par l'addition de son volume d'eau à la liqueur aqueuse précédente.



{ $C^6H^{14}O^6$ sol. + NaOH sol. = $C^6H^{13}NaO^6$ sol. + H^2O sol...... + 3,0
{ $C^6H^{14}O^6$ sol. + Na = $C^6H^{13}NaO^6$ sol. + H.................. + 35,1

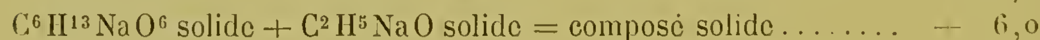


$C^6H^{13}NaO^6$ + eau .... + 4,9

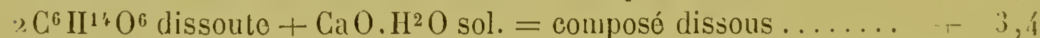
Fo., *C. R.*, CXIV, 226; 1892.



$C^6H^{13}NaO^6 . C^2H^5NaO$ crist. + eau.................... + 12,6

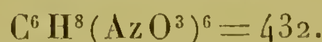


$C^6H^{13}NaO^6$ solide + C^2H^5NaO solide = composé solide........ — 6,0

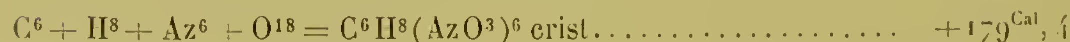


$2C^6H^{14}O^6$ dissoute + $CaO.H^2O$ sol. = composé dissous........ + 3,4

NITROMANNITE.



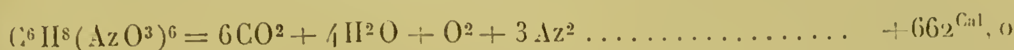
$C^6H^8(AzO^3)^6 = 432$.



$C^6 + H^8 + Az^6 + O^{18} = C^6H^8(AzO^3)^6$ crist.................... $+179^{Cal},4$

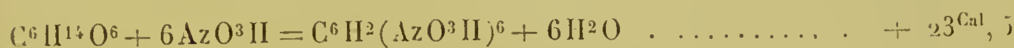
B., *A.* [5], IX, 327; 1876.

Combustion (*ou détonation*) calculée :



$C^6H^8(AzO^3)^6 = 6CO^2 + 4H^2O + O^2 + 3Az^2$ .... $+662^{Cal},0$

Réaction mesurée :

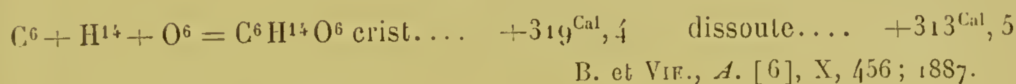


$C^6H^{14}O^6 + 6AzO^3H = C^6H^2(AzO^3H)^6 + 6H^2O$ .... $+23^{Cal},5$

DULCITE.



$C^6H^{14}O^6 = 182.$



$C^6 + H^{14} + O^6 = C^6H^{14}O^6$ crist.... $+319^{Cal},4$ dissoute.... $+313^{Cal},5$

B. et Vie., *A.* [6], X, 456; 1887.

Combustion : $+729,4$.



Dissolution : $C^6H^{14}O^6$ + eau................................. $-5^{Cal},9$

B. *A.* [5], IX, 313; 1876.

Deuxième sous-section. — ALCOOLS $C^6H^{12}O^6$.

INOSITE.



$C^6H^{12}O^6 = 180$...Quatre isomères.

Inosite inactive :



$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ crist..... $+313^{Cal},3$ dissoute ... $+309^{Cal},4$

Combustion : $+666^{Cal},5$.

Dissolution :

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 342; 1888.



Inosite inactive + eau, à 18°.................................. $-3,38$

Inosite neutre par compensation :



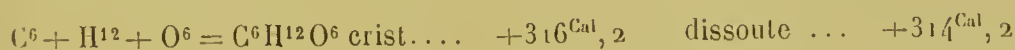
$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ crist..... $+318^{Cal},0$ dissoute.... $+314^{Cal},1$

Cette formule devrait être doublée.

Combustion : $+661,8$.

B. et Mat., *A.* [6], XXI, 415; 1890.

Inosites lévogyre et dextrogyre :



$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ crist.... $+316^{Cal},2$ dissoute ... $+314^{Cal},2$

Combustion : $+663,6$ (calculée).

B., *A.* [6], XXI, 417; 1890.

Réactions mesurées :

I. *Combustion de l'inosite.*

		Cal
II.	Inosite lévogyre + eau, à 17°,9	—2,03
	Inosite dextrogyre + eau, à 17°,9	—2,05
	Mélange des deux dissolutions	0,0
	Inosite neutre par compensation + eau, à 18°	—3,87
	Ce qui fait pour $2C^6H^{12}O^6$	—7,74

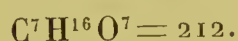
D'où résulte :

$C^6H^{12}O^6$ lévogyre + $C^6H^{12}O^6$ dextrogyre = $(C^6H^{12}O^6)^2$ compensée. +3,66

CHAPITRE VII.

ALCOOLS HEPTATOMIQUES.

GLUCOHEPTITE.


$C^7H^{16}O^7 = 212.$


$C^7 + H^{16} + O^7 = C^7H^{16}O^7$ crist .... $+370^{Cal},9$

Combustion : +841,2.

Fogh., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

DEUXIÈME DIVISION.

—

ALCOOLS.

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

HYDRATES DE CARBONE (FONCTION MIXTE).

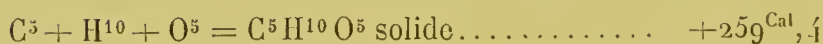
CHAPITRE I.

HYDRATES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

ARABINOSE.



$C^5H^{10}O^5 = 150.$



$C^5 + H^{10} + O^5 = C^5H^{10}O^5$ solide............ $+259^{Cal},4$

Combustion : +557,7.

B. et MAT., *A.* [6], XXI, 412; 1890.

XYLOSE.



$C^5H^{10}O^5 = 150.$



$C^5 + H^{10} + O^5 = C^5H^{10}O^5$ solide............ $+255^{Cal},8$

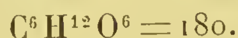
B. et MAT., *A.* [6], XXI, 412; 1892.

Combustion : +560,7.

CHAPITRE II.

HYDRATES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

GLUCOSE (*dextrose*).



$C^6H^{12}O^6 = 180$.



$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ crist..... $+302^{Cal},6$ dissous... $+300^{Cal},4$

Combustion : $+677,2$.

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 304; 1888.

Ces nombres peuvent varier un peu, suivant le procédé de déshydratation du glucose cristallisé; l'état du corps déshydraté n'étant pas le même, d'après M. Tanret, suivant la température à laquelle il a été déshydraté.

B., *A.* [7], VII, 51; 1896.

Variété α. — Pouvoir rotatoire : $+106°$.
Déshydraté à basse température.

Dissolution :

		Cal
Ce glucose, $C^6H^{12}O^6$ + eau	—	2,15
Hydrate : $C^6H^{12}O^6.H^2O$ + eau	—	4,99
Union de $C^6H^{12}O^6$ sol. + H^2O liq	+	2,84
$C^6H^{12}O^6$ sol. + H^2O sol	+	1,54

Variété β. — Pouvoir rotatoire : $+52°,5$.
Déshydraté à 100°.

Dissolution :

Ce glucose, $C^6H^{12}O^6$ + eau ..... $-1^{Cal},08$

Variété γ. — Pouvoir rotatoire : $+21°,5$.
Déshydraté à 110°.

Dissolution :

Ce glucose, $C^6H^{12}O^6$ + eau ..... $-1^{Cal},42$

Chaleur mise en jeu dans la métamorphose des variétés précédentes de glucose $C^6H^{12}O^6$.

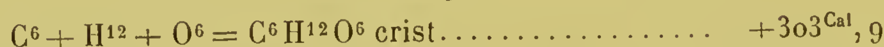
		Cal
α changé en β	—	1,55
γ » β	—	0,67
γ » α	—	0,88

Neutralisation :

Dissolution de l'hydrate $C^6H^{12}O^6.H^2O$ faite à l'avance et mélangée

	$+\frac{1}{2}$ KOH diss.	+2,1	$+\frac{1}{2}$ NaOH diss.	+ 2,1
	$+\frac{1}{2}$ KOH diss.	+1,5	$+\frac{1}{2}$ NaOH diss.	+ 1,3
	+ 1 KOH diss.	+0,6	+ 1 NaOH diss.	+ 0,5
Total..	2 KOH diss.	+4,2	2 NaOH diss.	+ 3,9

LÉVULOSE (*fructose*).

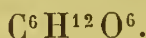


$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ crist. . . . . +303^Cal^,9

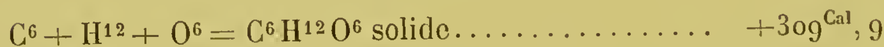
Combustion : +675^Cal^,9.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 311; 1891

GALACTOSE.



$C^6H^{12}O^6$.

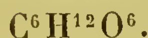


$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ solide. . . . . +309^Cal^,9

Combustion : +669,9.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 311; 1891.

SORBINE.



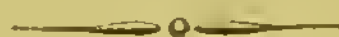
$C^6H^{12}O^6$.



$C^6 + H^{12} + O^6 = C^6H^{12}O^6$ crist. . . . . +370^Cal^,9

Combustion : +668,6.

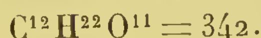
St., *J. pr. Ch.*, XLV, 312; 891.



CHAPITRE III.

DIGLUCOSES.

SACCHAROSE (*sucre de canne*).



$C^{12}H^{22}O^{11} = 342$.

$C^{12} + H^{22} + O^{11} = C^{12}H^{22}O^{11}$ crist... $+535^{Cal},6$ dissous.. $+534^{Cal},8$

B. et V., *A.* [6], X, 458; 1887.

Combustion : $+1355,0$.

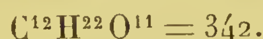
Dissolution : $C^{12}H^{22}O^{11}$ + eau.............................. $-\ 0^{Cal},79$

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Sucre d'orge (saccharose modifié par fusion) + eau........... $+\ 2^{Cal},9$

Wied. et Ludeking, *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

SUCRE DE LAIT (*lactose*).



$C^{12}H^{22}O^{11} = 342$.

$C^{12} + H^{22} + O^{11} = C^{12}H^{22}O^{11}$ crist... $+537^{Cal},4$ dissous.. $+539^{Cal},9$

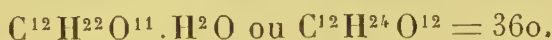
Combustion : $+1351,4$.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 314.

Dissolution : $C^{12}H^{22}O^{11}$ + eau.............................. $+\ 2^{Cal},5$

Van der Stadt et Janssen, *J. pr. Ch.* [2], LI, 102; 1894.

Hydrate cristallisé.



$C^{12}H^{22}O^{11}.H^2O$ ou $C^{12}H^{24}O^{12} = 360$.

$C^{12} + H^{24} + O^{12} = C^{12}H^{24}O^{12}$ crist... $+599^{Cal},8$ dissous.. $+596^{Cal},1$

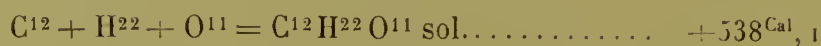
Combustion : $+1359,8$.

B. et Vie., *A.* [6], X, 457; 1887.

Dissolution de cet hydrate $C^{12}H^{24}O^{12}$ + eau : $-3^{Cal},7$.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

MALTOSE = 342.



$C^{12} + H^{22} + O^{11} = C^{12}H^{22}O^{11}$ sol............. $+538^{Cal},1$

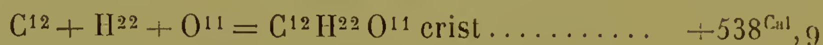
Combustion : $+1350,7$.

Hydrate : $C^{12}H^{22}O^{11}.H^2O$.

Combustion : $+1339,8$ (St.).

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 316; 1891.

TRÉHALOSE = 342.



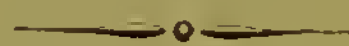
$C^{12} + H^{22} + O^{11} = C^{12}H^{22}O^{11}$ crist........... $+538^{Cal},9$

Combustion : $+1349,9$.

Hydrate : $C^{12}H^{22}O^{11}.2H^2O$.

Combustion : $+1345,3$.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 317; 1891.



CHAPITRE IV.

TRIGLUCOSES.

MÉLITOSE (*raffinose*).



$C^{18}H^{32}O^{16} = 504.$



$C^{18} + H^{32} + O^{16} = C^{18}H^{32}O^{16}$ crist... $+775^{Cal},3$ dissous... $+766^{Cal},9$

Combustion : +2026,1.

Dissolution : $+8^{Cal},4$.

B. et Mat., *A.* [6], XXI, 413; 1890.

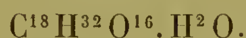
Hydrate : $C^{18}H^{32}O^{16}, 5H^2O$.

Combustion : +2019,1.

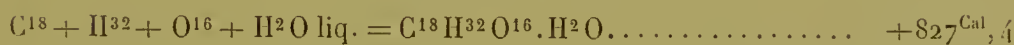
Dissolution : $-9^{Cal},7$.

St,, *J. pr. Ch.*, XLV, 320 1891.

MÉLÉZITOSE.



$C^{18}H^{32}O^{16}.H^2O.$



$C^{18} + H^{32} + O^{16} + H^2O$ liq. $= C^{18}H^{32}O^{16}.H^2O$ .... $+827^{Cal},4$

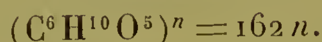
Combustion : +2043,0.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 325; 1891.

CHAPITRE V.

POLYGLUCOSIDES D'UN ORDRE ÉLEVÉ.

DEXTRINE.



$$(C^6H^{10}O^5)^n = 162n.$$

$n(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6H^{10}O^5)^n$ solide... $+243^{Cal},6 \times n$

Combustion : $+667,2 \times n$.

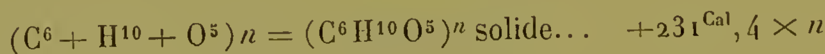
B. et V., *A.* [6], X, 461; 1887.

Dissolution, pour 162^{gr} : $-0^{Cal},27$.

Elle est précédée par le gonflement de la matière, lequel dégage environ $+1,25$.

WIED. et LUD., *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

INULINE.



$(C^6 + H^{10} + O^5)n = (C^6H^{10}O^5)^n$ solide... $+231^{Cal},4 \times n$

Combustion : $+678,3 \times n$.

B. et V., *A.* [6], X, 460; 1887.

La *gomme arabique* dégage à peu près la même quantité de chaleur, pour la même dose de carbone.

Dissolution de l'inuline, pour 162^{gr} : $-0^{Cal},10$.

Elle est précédée par le gonflement de la matière, lequel dégage $+1^{Cal},6$.

WIED. et LUD., *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

Il se dégage, pour $162n^{gr}$ de matière dissoute, traitée ensuite par

nNaOH dissoute, environ................	$+0^{Cal},8 \times n$
$2n$NaOH dissoute......................	$+1^{Cal},0 \times n$

B. *A.* [4], XXIX, 303; 1873.

La *gomme adragante*, prise sous le même poids, dégage, en se gonflant au contact de l'eau : $+1^{Cal},7 \times n$.

WIED. et LUD., *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

AMIDON.

$$(C^6 + H^{10} + O^5)^m = 162\,m.$$

$m(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6H^{10}O^5)^m$ solide.................. $+225^{Cal},9 \times m$

Combustion : $+684^{Cal},9 \times m$.

B. et V., *A.* [6], X, 459; 1877.

L'amidon, en se gonflant au contact de l'eau à froid, dégage, pour $162\,m^{gr}$: $+1^{Cal},1 \times m$ (W. et Lud.).

AMIDON AZOTIQUE (*xyloïdine*).

$$[C^6H^8O^4(AzO^3H)]^m = 207 \times m.$$

$m(C^6 + H^9 + Az + O^7) = [C^6H^8O^4(AzO^3H)]^m$........... $+210^{Cal},9 \times m$

Combustion : $+665,0 \times m$.

Réaction mesurée :

$C^6H^{10}O^5)^m + m\,AzO^3H = [C^6H^8O^4(AzO^3H)]^m + m\,H^2O$.. $+\ 12^{Cal},4 \times m$

B., *A.* [5], IX, 328; 1876.

GLYCOGÈNE.

$$(C^6H^{10}O^5)^n = 162\,n.$$

$n(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6H^{10}O^5)^n$........................ $+231^{Cal},9 \times n$

Combustion : $+678,9 \times n$ (St., 1894).

CELLULOSE (*coton*).

$$(C^6 + H^{10} + O^5)^p = 162\,p.$$

$p(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6H^{10}O^5)^p$....... .... $+230^{Cal},4 \times p$

Combustion : $+680,4$.

B. et V., *A.* [6], VI, 552; 1885.

CELLULOSE AZOTIQUE (*poudre coton; xyloïdine*).

$$C^{24}H^{18}(AzO^3H)^{11} = 624, \text{ ou un multiple.}$$

$C^{24} + H^{29} + Az^{11} + O^{33} = C^{24}H^{18}(AzO^3H)^{11}$ sol........... $+745^{Cal},6$

B., *A.* [5], IX, 327; 1876

Combustion : $+2518^{Cal},1$.

Réaction mesurée :

$(C^6H^{10}O^5)^4 + 11\,AzO^3H$

$= C^{24}H^{18}(AzO^3H)^{11} + 11\,H^2O$, dégage..... $+11,4 \times 11 = +125^{Cal},4$

B. *A.* [5], IX, 327; 1876.



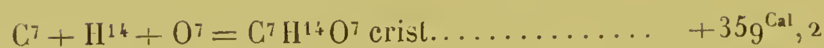
CHAPITRE VI.

HYDRATES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

GLUCOHEPTOSE.



$C^7H^{14}O^7 = 210.$



$C^7 + H^{14} + O^7 = C^7H^{14}O^7$ crist. . . . . $+359^{Cal},2$

Combustion : +783,9.

Fogh., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.



ALCOOLS.

—

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

PHÉNOLS.

CHAPITRE I.

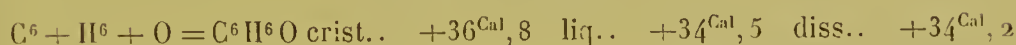
PHÉNOLS RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PHÉNOLS MONOATOMIQUES.

PHÉNOL.



$C^6H^6O = 94.$



$C^6 + H^6 + O = C^6H^6O$ crist.. $+36^{Cal},8$ liq.. $+34^{Cal},5$ diss.. $+34^{Cal},2$

Combustion : +736,0.

B. et V., *A.* [6], X, 452, 1887; B. et Loug., *A.* [6], XIII, 328; 1888.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},34$.

Pett., *J. pr. Ch.*, XXIV; 1881.

Dissolution : $-2^{Cal},6$.

Fo., *A.* [6], XXX, 62; 1893.

PHÉNATES.

Neutralisation :

C^6H^6O dissous + KOH dissoute .... + 8,2
» + NaOH dissoute .... + 8,0

Ces nombres sont sensiblement les mêmes, en présence d'un excès de base, ou de phénol.

B., *A.* [4], XXIX, 305; 1873.

Dissolution :

	Cal
C^6H^5NaO sol. + eau	+ 9,35
C^6H^5KO sol. + eau	+ 7,13

Fo., *A.* [6], XXX, 62; 1893.

C^6H^6O solide + NaOH solide = C^6H^5NaO sol. + H^2O solide	+ 7,3
C^6H^6O solide + KOH solide = C^6H^5KO sol. + H^2O solide	+12,4
C^6H^6O solide + K = C^6H^5KO solide + H	+46
C^6H^5O solide + Na = C^6H^5NaO solide + H	+39,7
C^6H^6O diss. + AzH^3 dissoute	+ 2,0
» + 2 AzH^3 diss	+ 2,7

., *A.* [4], XXIX, 310; 1873.

Le sel ammoniacal dissous est à l'état de dissociation.

PHÉNOLS CHLORÉS.


$C^6H^5ClO = 128,5.$

C^6H^5ClO (ortho) diss. + NaOH dissoute	+ 9,3
C^6H^4NaClO sol. + eau	— 3,3
C^6H^5ClO (para) diss. + NaOH dissoute	+ 8,9
C^6H^5ClO (méta) sol. + eau	— 0,65
C^6H^5ClO (méta) dis. + NaOH dissoute	+ 7,8

Loug., *A.* [5], XVII, 266; 1879.


$C^6H^4Cl^2O = 163.$

$C^6H^4Cl^2O$ (méta) + eau	— 4,3
$C^6H^4Cl^2O$ (méta) diss. + NaOH dissoute	+ 9,1

Loug.

Ce sel est peu stable.

PHÉNOLS BROMÉS.


$C^6H^5BrO = 173.$

$C^6 + H^5 +$ Br liq. + O = C^6H^5BrO sol.	$+36^{Cal},7$	liquide	$+33^{Cal},7$
$C^6 + H^5 +$ Br gaz + O = C^6H^5BrO sol.	$+40^{Cal},4$	liquide	$+37^{Cal},4$

Réactions mesurées :

A. I. C^6H^4BrNaO dissous + 2 Br^2 dissous
= $C^6H^3Br^3O$ crist. + NaBr dissous + HBr dissous .... +51,1

d'où résulte :

C^6H^5BrO crist. + $2Br^2$ dissous
  = $C^6H^3Br^3O$ crist. + $2HBr$ dissous .... $+41^{Cal},8$
B. I. Action directe C^6H^5BrO crist. + $2Br^2$ diss. .... $+42,2$ et $42,4$

Moyenne .... $+42,1$ »

II. Formation $C^6H^5Br^3O$ par les éléments.
III. Formation HBr.

B. et Wr., *A*. [6], III, 563, 564; 1884.

Neutralisation :

	Cal
C^6H^5BrO liquide + NaOH dissoute	+ 7,4
C^6H^5BrO solide + NaHO dissoute	+ 4,4
C^6H^5BrO dissous + NaOH dissoute	+ 8,1

Chaleur de fusion : $3^{Cal},0$.
Dissolution : $-3^{Cal},7$.

Wr., *A*. [6], III, 569; 1884.


$C^6H^4Br^2O = 252$.

$C^6 + H^4 + Br^2$ liq. + O = $C^6H^4Br^2O$ sol. .	$+33^{Cal},4$	liquide...	$+29^{Cal},9$
$C^6 + H^4 + Br^2$ gaz + O = $C^6H^4Br^2O$ sol. .	$+40^{Cal},8$	liquide...	$+37^{Cal},3$

Réaction mesurée :

$C^6H^3Br^2NaO$ dissous + Br^2 dissous
  = $C^6H^3Br^3O$ crist. + NaBr dissous .... $+30,9$

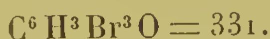
B. et Wr.

Neutralisation :

$C^6H^4Br^2O$ solide + NaOH dissoute = $C^6H^3NaBr^2O$ diss. + H^2O.	+ 4,9
$C^6H^4Br^2O$ liquide + NaOH diss. = $C^6H^3NaBr^2O$ diss. + H^2O. .	+ 8,45

Chaleur de fusion : $3^{Cal},5$.

Wr.


$C^6H^3Br^3O = 331$.

	Cal
$C^6 + H^3 + Br^3$ liquide + O = $C^6H^3Br^3O$ crist	$+31,5$
$C^6 + H^3 + Br^3$ gaz + O = $C^6H^3Br^3O$ crist	$+42,6$

Réactions mesurées :

I. C^6H^6O diss. + $3Br^2$ diss. = $C^6H^3Br^3O$ crist + $3HBr$ diss...... $+68,45$

B. et Wr., *A*. [6], III, 557; 1884.

II. Formation de C^6H^6O par les éléments.
III. Formation de HBr dissous.

Neutralisation : $C^6H^3Br^3O$ crist. + NaOH dissoute .... + 5,4

Wr., *A*. [6], III, 560; 1884.

Substitutions bromées du phénol.

C^6H^6O crist. + Br^2 gaz	
= C^6H^5BrO crist. + HBr gaz	$+12^{Cal},3$
C^6H^6O crist. + $2Br^2$ gaz	
= $C^6H^4Br^2O$ crist. + 2HBr	+21,4 ou +10,7 × 2
C^6H^6O crist. + $3Br^2$ gaz	
= $C^6H^3Br^3O$ crist. + 3HBr gaz	+31,9 ou +10,6 × 3

ACIDES PHÉNOLSULFURIQUES.



$C^6H^6SO^4 = 174$.

	Para.
Neutralisation : $C^6H^6SO^4$ diss. + NaOH dissoute	+13,4
2ᵉ NaOH diss	+ 9,0
Total : 2NaOH diss	+22,4

LECANU, *C. R.*, CIII, 387; 1886.

	Ortho.
$C^6H^6SO^4$ diss. + KOH dissoute	+13,1
2ᵉ KOH diss	+ 7,5
Total : 2KOH diss	+20,6
$C^6H^5SO^4$ diss. + $\frac{1}{2}$BaO dissoute	+13,5

LECANU, *C. R.*, CIX, 306; 1889.

Dissolution : $C^6H^5KSO^4.2H^2O$ + eau	− 9,7
$(C^6H^5SO^4)^2Ba.H^2O$ + eau	−13,5

LECANU.

ACIDE MONOBROMÉ.

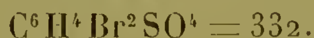


$C^6H^5BrSO^4 = 253$.

Neutralisation :

	Para.	Ortho.
$C^6H^5BrSO^4$ diss. + NaOH dissoute	+13,5	+13,9
2ᵉ NaOH diss	+10,7	+10,6
Total : 2NaOH diss	+24,2	+24,5

ACIDE BIBROMÉ.



$C^6H^4Br^2SO^4 = 332$.

Neutralisation : $C^6H^4Br^2SO^4$ diss. + NaOH dissoute	+13,1
2ᵉ NaOH dissoute	+12,6
Total : 2NaOH diss	+25,7

LECANU.

ACIDE PHÉNOLDISULFURIQUE.


$C^6H^6S^2O^7 = 254$.

Neutralisation : $C^6H^6S^2O^7$ diss. + NaOH dissoute	+13,3	} +26,7 (Cal)	
» 2ᵉ NaOH dissoute......	+13,4		
» 3ᵉ NaOH dissoute......	+ 9,3		
Total : 3 NaOH diss	+36,0		

LEGANU, *C. R.*, CIX, 442; 1889.

$C^6H^6S^2O^7$ dissous + BaO dissoute .... +27,3

$C^6H^4BaS^2O^7.4H^2O$ + eau .... — 7,9

PHÉNOL MONONITRÉ.


$C^6H^5(AzO^2)O = 139$.

Trois isomères cristallisés.

	Ortho.	Para.	Méta.
$C^6 + H^5 + Az + O^3 = C^6H^5AzO^3$ crist.	+ 50,1	+ 49,2	»
MATIGNON et DELIGNY, *C. R.*, CXXI, 423; 1895.			
Combustion	+688,2	+689,1	»
Dissolution	— 6,3	— 4,5	— 5,2
Neutralisation :			
$C^6H^5AzO^3$ diss. + NaOH dissoute.....	+ 9,3	+ 8,7	+ 8,4
Dissolution : $C^6H^4NaAzO^3$ + eau.....	— 1,8	+ 2,7	+ 3,1

Température de fusion (ortho) : 42°,8.
Chaleur de fusion (ortho) : $3^{Cal},7$.

BRUNER.

Chaleur de formation du sel de soude :

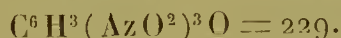
	Ortho.	Para.	Méta.
$C^6H^5AzO^3$ sol. + NaOH sol. = $C^6H^4NaAzO^3$ sol. + H^2O sol.....	+ 16,0	+ 12,7	+ 11,3

LOUG., *A.* [5], XVII, 263; 1879.— ALEXEYEFF et WR., *Bull. Soc. Ch.* [3], II, 717; 1889.

Dissolution : $C^6H^4Na(AzO^2)O.2H^2O$ (para) + eau................ —7,2

$C^6H^4Na(AzO^2)O.2H^2O$ (méta) + eau................ —4,7

PHÉNOL TRINITRÉ (ACIDE PICRIQUE).


$C^6H^3(AzO^2)^3O = 229$.

$C^6 + H^3 + Az^3 + O^7 = C^6H^3Az^3O^7$ crist.. $+46^{Cal},8$ dissous.. $+39^{Cal},7$

C^6H^6O solide + $3AzO^3H$ liquide
= $C^6H^3(AzO^2)^3O$ sol. + $3H^2O$ liquide........... +92,2 ou +30,7 × 3

Combustion : +622,5.

Réactions mesurées :

I. Combustion de $C^6H^3(AzO^2)^3O.AzH^3$ .... $+690^{Cal},9$

SARRAU et VIEILLE, *C. R.*, XCIII, 270; 1881.

II, III. Neutralisation de $C^6H^3(AzO^2)^2O$ diss. par AzH^3 diss.

IV, V. Dissolution de l'acide picrique et de son sel ammoniacal.

VI. Formation de AzH^3.

Dissolution : $-7^{Cal},1$.

B. *A.* [4], XXIX, 330; 1873.

Picrates.

B. *A.* [4], XXIX, 312; 1873. — TSCHELTZOW, *A.* [6], VIII, 233; 1886.

PICRATE K.

$C^6 + H^2 + K + Az^3 + O^7$ Cal

$= C^6H^2K(AzO^2)^3O$ sol......... $+110^{Cal},1$ dissous...... +100,1

Neutralisation : $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous + KOH dissoute......... + 13,7

Dissolution : $C^6H^2K(AzO^2)^3O$ + eau........................ — 10,0

Formation du sel solide :

$C^6H^3(AzO^2)^3O$ solide + KOH solide

$= C^6H^2K(AzO^2)^3O + H^2O$ solide........................... + 29,0

PICRATE Na.

$C^6 + H^2 + Na + Az^3 + O^7$ Cal

$= C^6H^2Na(AzO^2)^3O$ .... $+103^{Cal},4$ dissous..... + 97,0

Neutralisation : $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous + NaOH dissoute........ + 13,8

Dissolution : $C^6H^2Na(AzO^2)^3O$ + eau........................ — 6,44

Formation du sel solide :

$C^6H^3(AzO^3)^3O$ solide + NaOH solide

$= C^6H^2Na(AzO^3)^3O + H^2O$ solide........................ + 24,2

PICRATE Am.

$C^6 + H^6 + Az^4 + O^7$ Cal

$= C^6H^3(AzO^2)^3O.AzH^3$......... $+81^{Cal},9$ dissous..... + 73,2

Neutralisation : $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous + AzH^3 dissoute......... + 12,7

Dissolution : $C^6H^3(AzO^2)^3O.AzH^3$ + eau...................... — 8,7

$C^6H^3(AzO^3)^3O$ solide + AzH^3 gaz.............................. + 22,9

PICRATE Ba.

$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Ba$ = sel sol.. A + $70^{Cal},6$ diss.. A + $65^{Cal},9$

Neutralisation :

$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + BaO dissoute........... +27,6 ou + 13,8×2

Dissolution : $[C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Ba$ + eau................ — 4,7

» H^2O + eau............. — 9,4

» $6H^2O$ + eau .... — 14,75

Formation du sel solide :

$2C^6H^3(AzO^2)^3O + BaO.H^2O$
$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Ba + 2H^2O$ sol.............. +31,0 ou + 15,5×2

PICRATE Sr.

Formation par les éléments :

$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7 + Sr)$
$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Sr$ sol.... + $196^{Cal},0$ diss......... + $196^{Cal},8$

Neutralisation :

$2C^6H^3(AzO^2)^2O$ diss. + SrO diss.............. + 27,5 ou + 13,7×2

Dissolution : $[C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Sr$ anhydre + eau............. + 0,8

» $6H^2O$ + eau................. — 14,4

Formation du sel solide :

$2C^6H^3(AzO^2)^3O + SrO.H^2O$
$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Sr + 2H^2O$ sol...................... + 25,8

PICRATE Ca.

Formation par les éléments :

$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Ca$
$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Ca$ sol...... + $185^{Cal},4$ diss....... + $187^{Cal},6$

Neutralisation :

$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + $SrO.H^2O$ diss.......... + 27,6 ou + 13,8×2

Dissolution, sel anhydre + eau............................ + 2,2

» $6H^2O$ + eau.......... .... — 14,9

Formation du sel solide :

$2C^6H^3(AzO^3)^3O + CaO.H^2O$
$= [C^6H^2(AzO^3)^3O]^2Ca + 2H^2O$ solide..................... + 17,0

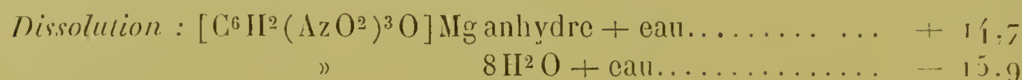
PICRATE Mg.


$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Mg$

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Mg$ sol........ $+172^{Cal},6$ diss..... $+187^{Cal},3$

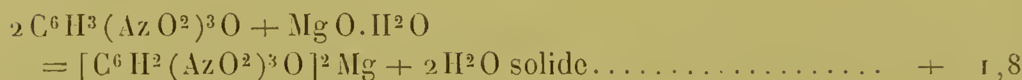
Neutralisation :


$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + MgO précip............ + 28,1 ou + 14,0×2


Dissolution : $[C^6H^2(AzO^2)^3O]Mg$ anhydre + eau.......... ... + 14,7

» $8H^2O$ + eau............... − 15,9

Formation du sel solide :


$2C^6H^3(AzO^2)^3O + MgO.H^2O$

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Mg + 2H^2O$ solide..................... + 1,8

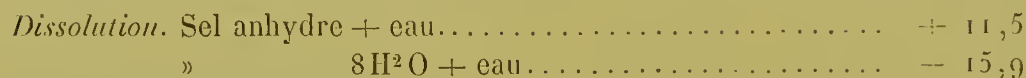
PICRATE DE ZINC.


$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Zn$

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Zn$ sol..... $+102^{Cal},8$ diss........ $+114^{Cal},3$

Neutralisation :


$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + ZnO hyd............... +20,5 ou + 10,2×2


Dissolution. Sel anhydre + eau.......................... + 11,5

» $8H^2O$ + eau........................ − 15,9

Formation du sel solide :


$2C^6H^3(AzO^2)^3O + ZnO.H^2O$ = sel sol. + $2H^2O$ sol.......... − 2,6

PICRATE DE CUIVRE.


$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Cu$

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Cu$ sol........ $+60^{Cal},4$ diss...... $+63^{Cal},7$

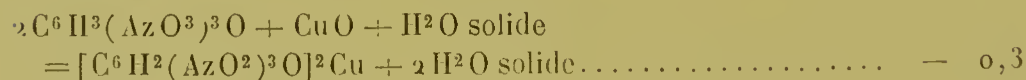
Neutralisation :


$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + CuO hyd............... +15,5 ou + 7,7×2


Dissolution. Sel anhydre................................ + 3,3

» $8H^2O$................ .... − 17,6

Formation du sel solide :


$2C^6H^3(AzO^3)^3O + CuO + H^2O$ solide

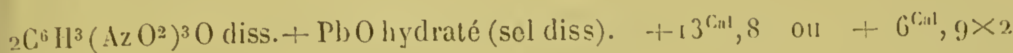
$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Cu + 2H^2O$ solide.................... − 0,3

PICRATE DE PLOMB.


$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Pb$

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Pb$ sol........ $+82^{Cal},2$ diss.. ... $+75^{Cal},1$

Neutralisation :



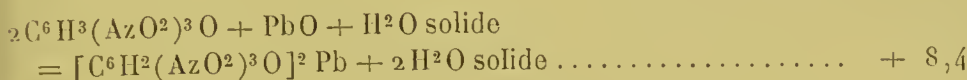
$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + PbO hydraté (sel diss). $+13^{Cal},8$ ou $+6^{Cal},9\times 2$



Dissolution. Sel anhydre + eau .... $-7,1$

» $2H^2O$ + eau .... $-13,2$

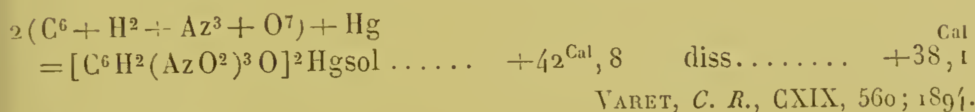
Formation du sel solide :



$2C^6H^3(AzO^2)^3O + PbO + H^2O$ solide

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Pb + 2H^2O$ solide .... $+8,4$

PICRATE DE MERCURE.

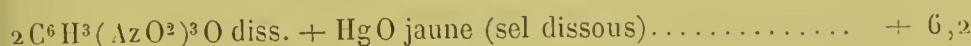


$2(C^6 + H^2 + Az^3 + O^7) + Hg$ Cal

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Hg$ sol ...... $+42^{Cal},8$ diss. .... $+38,1$

VARET, *C. R.*, CXIX, 560; 1894.

Neutralisation :



$2C^6H^3(AzO^2)^3O$ diss. + HgO jaune (sel dissous) .... $+6,2$

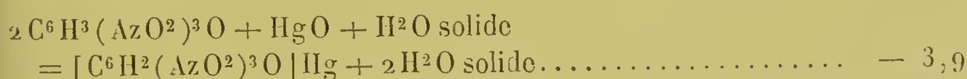
Ce nombre est calculé, d'après les réactions de HCl étendu et de HCy étendu sur le sel dissous (méthode des doubles décompositions réciproques).



Dissolution. Sel anhydre + eau .... $-4,7$

$[C^6H^2(AzO^2)^3O]^2Hg.4H^2O$ + eau .... $-12,4$

Formation du sel solide :

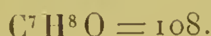


$2C^6H^3(AzO^2)^3O + HgO + H^2O$ solide

$= [C^6H^2(AzO^2)^3O]Hg + 2H^2O$ solide .... $-3,9$

Les cyanures métalliques, de KCy à $ZnCy^2$, sont décomposés par $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous. Avec $HgCy^2$ et AgCy, la réaction est inverse. Sur l'influence de ces faits sur la formation des isopurpurates, *voir* le Mémoire cité, p. 562.

ÉTHER PHÉNYL-MÉTHYLIQUE (*anisol*).



$C^7H^8O = 108$.



$C^7 + H^8 + O = C^7H^8O$ liquide .... $+30^{Cal},6$

Combustion : $+905,5$. ST., *Z. ph. Ch.*, X, 414.

C^7H^8O + NaOH dissoute. Pas d'action.

ÉTHER PHÉNYLÉTHYLIQUE (*phénétol*).

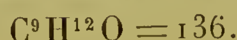

$C^8H^{10}O = 122.$


$C^8 + H^{10} + O = C^8H^{10}O$ liquide . . . . $+42^{Cal},2$

Combustion : +1057,2.

St., *Z. ph. Ch.*, X,, 414.

ÉTHER PHÉNYLPROPYLIQUE.


$C^9H^{12}O = 136.$

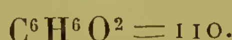

$C^9 + H^{12} + O = C^9H^{12}O$ liquide . . . . $+49^{Cal},3$

Combustion : +1213,4.

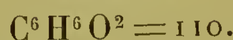
St., *Z. ph. Ch.*, X, 414.

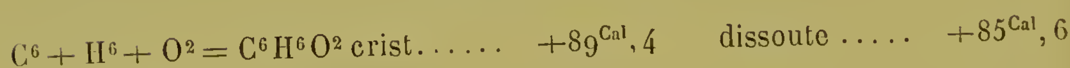
Deuxième section. — PHÉNOLS DIATOMIQUES.

PHÉNOLS.


$C^6H^6O^2 = 110.$

RÉSORCINE.


$C^6H^6O^2 = 110.$


$C^6 + H^6 + O^2 = C^6H^6O^2$ crist. . . . . . $+89^{Cal},4$ dissoute . . . . . $+85^{Cal},6$

Combustion : +683,4.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 334; 1891.

Dissolution dans l'eau, à 10° : $-3^{Cal},8$.

Fo., *A.* [6], XXX, 69; 1893.

Dissolution dans l'alcool : $+2^{Cal},69$.

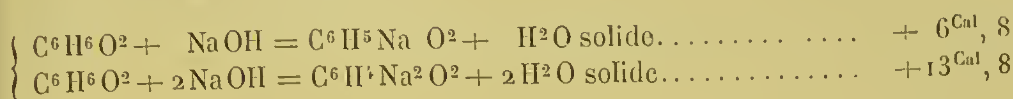
Speyers, *J. Am. Ch. Soc.*, XVIII, février 1896.

Neutralisation :	$C^6H^6O^2$ dissoute + NaOH dissoute	+ 8,2
»	+ 2ᵉ NaOH dissoute	+ 7,4
	Total : 2 NaOH dissoute	+15,6
»	+ 3ᵉ NaOH dissoute	+ 0,7

Calderon, *C. R.*, LXXXV, 149; 1877.
B. et Wr., *A.* [6], VII, 105; 1886.
Fo., *A.* [6], XXX, 65; 1893.

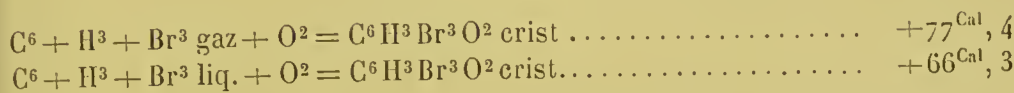
Dissolution :	$C^6H^5NaO^2$ + eau	+ 8,8
»	$C^6H^4Na^2O^2$ + eau	+20,5

Formation des sels solides :


$C^6H^6O^2 + NaOH = C^6H^5NaO^2 + H^2O$ solide........... .... $+6^{Cal},8$
$C^6H^6O^2 + 2NaOH = C^6H^4Na^2O^2 + 2H^2O$ solide.............. $+13^{Cal},8$

RÉSORCINE BROMÉE.

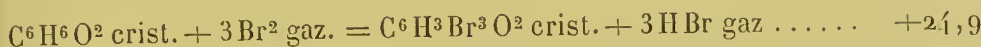

$C^6H^3Br^3O^2 = 347$.


$C^6 + H^3 + Br^3$ gaz $+ O^2 = C^6H^3Br^3O^2$ crist .... $+77^{Cal},4$
$C^6 + H^3 + Br^3$ liq. $+ O^2 = C^6H^3Br^3O^2$ crist.................... $+66^{Cal},3$

Réaction mesurée :


$C^6H^6O^2$ diss. $+ 3Br^2$ dissoute $= C^6H^3Br^3O^2$ crist. $+ 3HBr$ diss .. $+63,2$

D'où l'on déduit

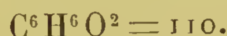

$C^6H^6O^2$ crist. $+ 3Br^2$ gaz. $= C^6H^3Br^3O^2$ crist. $+ 3HBr$ gaz ...... $+24,9$


Dissolution : $C^6H^3Br^3O^2$ + eau .... $-2,2$

B. et Wr., *A.* [6], VII, 119; 1886.


Neutralisation : $C^6H^3Br^3O^2$ diss. $+ n\,NaOH$ diss. (en excès). .... $+20,8$

HYDROQUINON OU QUINOL.


$C^6H^6O^2 = 110$.


$C^6 + H^6 + O^2 = C^6H^6O^2$ crist...... $+87^{Cal},3$ dissous...... $+82^{Cal},9$


Combustion : $+685,5$.

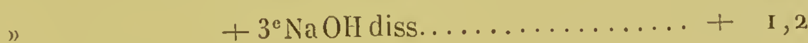
B. et Loug., *A.* [6], XIII, 335; 1888.


Dissolution : $-4^{Cal},4$ (Fo.).


Neutralisation : $C^6H^6O^2$ diss. $+ NaOH$ diss .... $+8,0$


» $+ 2^e\,NaOH$ diss.................... $+6,3$


Total : $2NaOH$ diss.................... $+14,3$


» $+ 3^e\,NaOH$ diss.................... $+1,2$

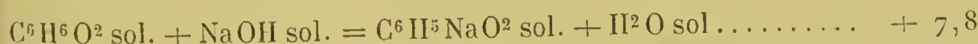
B. et Wr., *A.* [6], VII, 110; 1886.

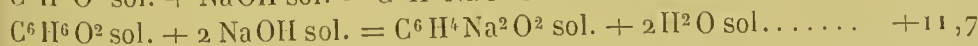
Dissolution des sels :


$C^6H^5NaO^2$ + eau.................................. $+7,0$


$C^6H^4Na^2O^2$ + eau, env.................................. $+20,7$

Formation des sels solides :


$C^6H^6O^2$ sol. $+ NaOH$ sol. $= C^6H^5NaO^2$ sol. $+ H^2O$ sol.......... $+7,8$


$C^6H^6O^2$ sol. $+ 2NaOH$ sol. $= C^6H^4Na^2O^2$ sol. $+ 2H^2O$ sol....... $+11,7$

On a opéré la neutralisation de l'hydroquinon, ainsi que la pré-

paration et la dissolution de ses sels, dans une atmosphère d'azote, afin d'éviter leur oxydation par l'air. On a opéré de même pour les sels des phénols suivants.

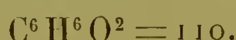
Action du brome :

		Cal
$C^6H^6O^2$ diss. +	Br^2 diss	+12,2
»	$2Br^2$ diss	+13,6
»	$3Br^2$ diss	+14,2

B. et Wr., *A.* [6], VII, 123; 1886.

Il ne se forme pas de produit tribromé dans ces conditions, mais du quinon et ses dérivés.

PYROCATÉCHINE OU CATÉCHOL.



$C^6H^6O^2 = 110.$

$C^6 + H^6 + O^2 = C^6H^6O^2$ crist...... $+87^{Cal},6$ dissous...... $+84^{Cal},1$

Combustion : +685,2. St.

Dissolution : $-3^{Cal},5$ (Fo.).

		Cal
Neutralisation : $C^6H^6O^2$ diss. + NaOH diss		+ 6,3
»	+ 2ᵉ NaOH diss	+ 1,4
	Total : 2NaOH diss	+ 7,7
»	+ 3ᵉ NaOH diss	+ 0,6

B. et Wr., *A.* [6], VII, 123; 1886.

Dissolution des sels :

$C^6H^5NaO^2$ + eau	+ 6,0
$C^6H^4Na^2O^2$ + eau	+12,1

Formation des sels solides :

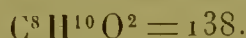
$C^6H^6O^2$ sol. + NaOH sol. = $C^6H^5NaO^2$ sol. + H^2O sol	+ 7,9
$C^6H^6O^2$ sol. + 2NaOH sol. = $C^6H^4Na^2O^2$ sol. + $2H^2O$ sol	+12,3

Action du brome :

$C^6H^6O^2$ diss. +	Br^2 diss	+14,8
»	+ $2Br^2$ diss	+31,7
»	+ $3Br^2$ diss	+43,6

B. et Wr., *A.* [6], VII, 122; 1886.

ÉTHER DIMÉTHYLRÉSORCINIQUE.

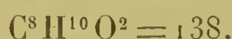


$C^8H^{10}O^2 = 138.$

$C^8 + H^{10} + O^2 = C^8H^{10}O^2$ liq. .... $+76^{Cal},4$

Combustion : +1023,0. St.

ÉTHER DIMÉTHYLHYDROQUINONIQUE.



$C^8H^{10}O^2 = 138.$



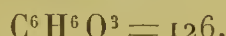
$C^8 + H^{10} + O^2 = C^8H^{10}O^2$ crist. .... $+ 84^{Cal},3$

Combustion : +1015,1.

St.

Troisième section. — PHÉNOLS TRIATOMIQUES.

PHÉNOLS.

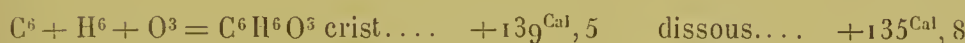


$C^6H^6O^3 = 126.$

PYROGALLOL.



$C^6H^6O^3.$



$C^6 + H^6 + O^3 = C^6H^6O^3$ crist.... $+139^{Cal},5$ dissous.... $+135^{Cal},8$

Combustion : +633,3.

B. et Loug., *A.* [6], XIII, 337; 1888.

Dissolution : $-3^{Cal},7$.

B. et Wr., *A.* [6], VII, 115; 1886.

Neutralisation (dans une atmosphère d'azote) :

	Cal
$C^6H^6O^3$ diss. + NaOH dissoute........................	+ 6,4
» + 2ᵉ NaOH dissoute........................	+ 6,4
Total : 2 NaOH diss............................	+ 12,8
» + 3ᵉ NaOH dissoute........................	+ 1,0

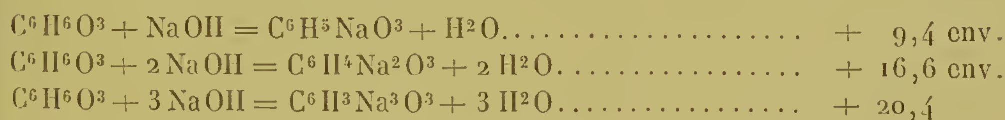
Dissolution des sels :



$C^6H^3Na^3O^3$ + eau.................................... + 22,7

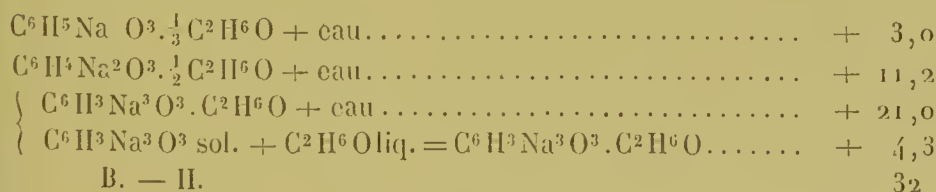
Fo., *A.* [6], XXX, 83; 1893.

Formation, tous corps solides :



$C^6H^6O^3 + NaOH = C^6H^5NaO^3 + H^2O$....................	+ 9,4 env.
$C^6H^6O^3 + 2\,NaOH = C^6H^4Na^2O^3 + 2\,H^2O$................	+ 16,6 env.
$C^6H^6O^3 + 3\,NaOH = C^6H^3Na^3O^3 + 3\,H^2O$................	+ 20,4

Alcoolates :



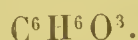
$C^6H^5NaO^3.\frac{1}{3}C^2H^6O$ + eau..............................	+ 3,0
$C^6H^4Na^2O^3.\frac{1}{2}C^2H^6O$ + eau..............................	+ 11,2
{ $C^6H^3Na^3O^3.C^2H^6O$ + eau..............................	+ 21,0
{ $C^6H^3Na^3O^3$ sol. + C^2H^6O liq. = $C^6H^3Na^3O^3.C^2H^6O$.......	+ 4,3

Action du brome :

	Cal
$C^6H^6O^3$ diss. + Br^2 dissous	+22,4
» + $2Br^2$ dissous	+43,8
» + $3Br^2$ dissous	+61,2

B. et Wr., *A.* [6], VII, 127; 1886.

PHLOROGLUCINE.



$C^6H^6O^3$.

Neutralisation : $C^6H^6O^3$ diss. + NaOH dissoute	+ 8,35
» + 2e NaOH diss.	+ 8,35
Total : 2NaOH diss.	+16,8
» + 3e Na OH diss.	+ 1,5

B. et Wr., *A.* [6], VII, 115; 1886.

Dissolution : $C^6H^6O^3$ + eau	− 1,65
Hydrate : $C^6H^6O^3.H^2O$ + eau	− 6,7

DÉRIVÉ BROMÉ.



$C^6H^3Br^3O^3 = 363$.

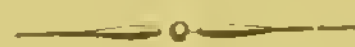
Réaction mesurée :

$C^6H^6O^3$ diss. + $3Br^2$ diss. = $C^6H^3Br^3O^3$ crist. + 3HBr diss. . . . . . +61,8

B. et Wr., *A.* [6], VII, 125; 1886.

d'où

$C^6H^6O^3$ crist. + $3Br^2$ gaz. = $C^6H^3Br^3O^3$ + 3HBr gaz. . . . . . +23,5



CHAPITRE II.

PHÉNOLS RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PHÉNOLS MONOATOMIQUES.

PHÉNOLS.


$C^7H^8O = 108$.

CRÉSOL ORTHO.


$C^7 + H^8 + O = C^7H^8O$ crist....... $+56^{Cal},3$ dissous....... $+54^{Cal},2$

Combustion : +879,8.

Dissolution : —2,1.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 313; 1886.


Neutralisation : C^7H^8O diss. + NaOH dissoute.................. + 7,6


en outre : + $\frac{1}{2}$NaOH dissoute................ + 0,4

B., *A.* [6], VII, 200; 1886.

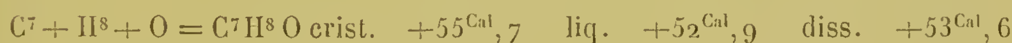
CRÉSOL MÉTA.


$C^7 + H^8 + O = C^7H^8O$ liq.................................. $+55^{Cal},1$

Combustion : +881,0.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 313; 1886.

CRÉSOL PARA.


$C^7 + H^8 + O = C^7H^8O$ crist. $+55^{Cal},7$ liq. $+52^{Cal},9$ diss. $+53^{Cal},6$

Combustion : +880,4.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 313; 1886.

Température de fusion : +34°.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},84$ (Bruner).

Dissolution : $-2^{Cal},1$ (B.).


Neutralisation : C^7H^8O diss. + NaOH dissoute................. + 7,8


en outre : + $\frac{1}{2}$NaOH diss...................... + 0,4

B., *A.* [6], VII, 200; 1886.

ÉTHER CRÉSYLMÉTHYLIQUE (MÉTA).



$C^8 + H^{10} + O = C^8H^{10}O$ liq .... $+ 42^{Cal},1$

Combustion : $+1057,3$. St.

ÉTHER CRÉSYLÉTHYLIQUE (PARA).

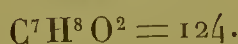


$C^8 + H^{10} + O = C^8H^{10}O$ liq .... $+ 49^{Cal},6$

Combustion : $+1213,1$. St.

Deuxième section. — PHÉNOLS DIATOMIQUES.

PHÉNOLS.





$C^7 + H^8 + O^2 = C^7H^8O^2$ crist..... $+111^{Cal},4$ dissoute..... $+109^{Cal},0$

Combustion : $+824,7$. St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 315; 1886.

Dissolution : $C^7H^8O^2$ + eau	$-\ 2,6$
Hydrate : $C^7H^8O^2.H^2O$ + eau	$-\ 5,4$

Les deux dissolutions possèdent un état identique.

Neutralisation : $C^7H^8O^2$ diss. + NaOH dissoute	$+\ 8,25$
» 2e NaOH diss	$+\ 7,0$
Total : 2 NaOH diss	$+\ 15,3$
3e NaOH diss	$+\ 0,4$

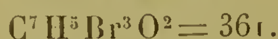
B. et Wr., *A.* [6], VII, 106; 1886.

ORCINATES.

$C^7H^7NaO^2$ + eau	$+\ 8,46$
$C^7H^6Na^2O^2$ + eau	$+\ 19,44$
$C^7H^8O^2$ sol. + NaOH sol. = $C^7H^7NaO^2$ sol. + H^2O sol	$+\ 8,4$
$C^7H^8O^2$ sol. + 2NaOH sol. = $C^7H^6Na^2O^2$ sol. + $2H^2O$ sol	$+\ 15,6$

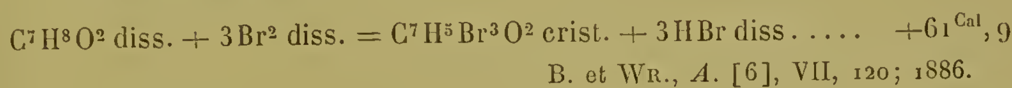
Fo., *A.* [7], V, 282; 1895.

DÉRIVÉ BROMÉ.


$C^7H^5Br^3O^2 = 361.$

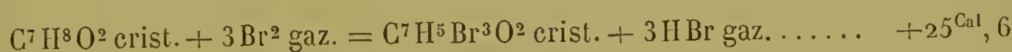

$C^7 + H^5 + Br^3 + O^2 = C^7H^5Br^3O^2$ crist. . . . . +99^{Cal},8

Réaction mesurée :


$C^7H^8O^2$ diss. + $3Br^2$ diss. = $C^7H^5Br^3O^2$ crist. + 3HBr diss . . . . . +61^{Cal},9

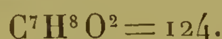
B. et WR., *A*. [6], VII, 120; 1886.

D'où résulte :


$C^7H^8O^2$ crist. + $3Br^2$ gaz. = $C^7H^5Br^3O^2$ crist. + 3HBr gaz. . . . . . . +25^{Cal},6

Troisième section.

SALIGÉNINE (*phénol-alcool*).

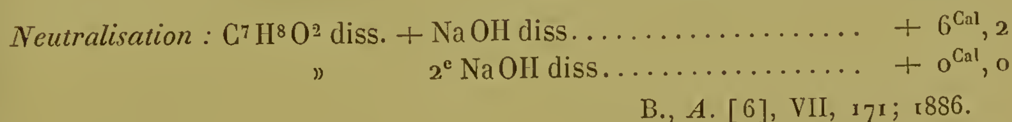

$C^7H^8O^2 = 124.$


$C^7 + H^8 + O^2 = C^7H^8O^2$ crist. . . . . . . +90^{Cal},1 dissoute. . . . . +86^{Cal},5

Combustion : +846,0.

Dissolution : —3^{Cal},2.

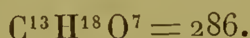
B. et RIVALS, *A*. [7], VII, 30; 1896.


Neutralisation : $C^7H^8O^2$ diss. + NaOH diss. . . . . + 6^{Cal},2

» 2e NaOH diss. . . . . + 0^{Cal},0

B., *A*. [6], VII, 171; 1886.

SALICINE (*glucoside saligénique*).


$C^{13}H^{18}O^7 = 286.$

Dissolution, à 18° : —2^{Cal},93.

Salicine dissoute + NaOH diss . . . . Pas d'action sensible.

B., *A*. [6], VII, 191; 1886.



CHAPITRE III.

PHÉNOLS RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

PHÉNOLS.



$C^8H^{10}O = 122.$

XYLÉNOL ORTHO (1,2 XYLÉNOL [4]).



$C^8 + H^{10} + O = C^8H^{10}O$ crist. . . . . $+64^{Cal},0$

Combustion : $+1035,4$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 316; 1886.

XYLÉNOL MÉTA (1,3 XYLÉNOL [4]).



$C^8 + H^{10} + O = C^8H^{10}O$ . . . . $+61^{Cal},9$

Combustion : $+1037,5$.

St.

XYLÉNOL PARA (1,4 XYLÉNOL [2]).



$C^8 + H^{10} + O = C^8H^{10}O$. . . . . $+63^{Cal},8$

Combustion : $+1035,6$.

St.

ÉTHER XYLÉNYLMÉTHYLIQUE (MÉTA).



$C^9H^{12}O = 136.$



$C^9 + H^{12} + O = C^9H^{12}O$ liq . . . . $+49^{Cal},0$

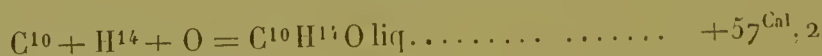
Combustion : $+1213,7$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXV, 25; 1886.

ÉTHER XYLÉNYLÉTHYLIQUE (PARA).



$C^{10}H^{14}O = 150.$



$C^{10} + H^{14} + O = C^{10}H^{14}O$ liq. . . . . $+57^{Cal},2$

Combustion : $+1368,8$.

St.

CHAPITRE IV.

PHÉNOLS RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

PHÉNOLS.


$C^9H^{12}O = 136.$

PSEUDOCUMÉNOL (1,2,4 CUMÉNOL [5]).

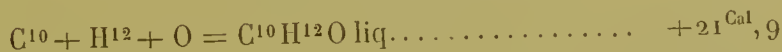

$C^9 + H^{12} + O = C^9H^{12}O$ crist. . . . . $+71^{Cal},2$

Combustion : +1191,5.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 319; 1886.

MÉTHYLCHAVICOL (*éther méthylique d'un allylphénol*).


$C^{10}H^{12}O = 148.$

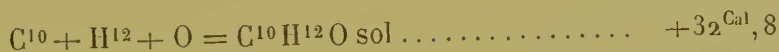

$C^{10} + H^{12} + O = C^{10}H^{12}O$ liq. . . . . $+21^{Cal},9$

Combustion : +1335,1.

St., *J. pr. Ch.*, XLVI, 530; 1892.

ANÉTHOL (*éther méthylique d'un autre allylphénol*).


$C^{10}H^{12}O.$


$C^{10} + H^{12} + O = C^{10}H^{12}O$ sol . . . . $+32^{Cal},8$

Combustion : +1324,2.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 415.

Anéthol + NaOH diss. . . . . Pas d'action sensible (B.).

EUGÉNOL (*éther d'un propénylphénol diatomique*).


$C^{10}H^{12}O^2 = 164.$


$C^{10} + H^{12} + O^2 = C^{10}H^{12}O^2$ liq . . . . $+70^{Cal},1$

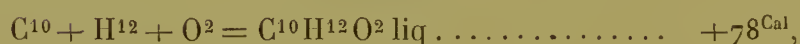
Combustion : +1286,9.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 415.

$C^{10}H^{12}O^2$ liquide + NaOH dissoute	....	+ 5,75 Cal
» 2ᵉ NaOH diss	....	+ 0,85
Total : 2NaOH dissoute	....	+ 6,6

B., *A.* [6], VII, 192; 1886.

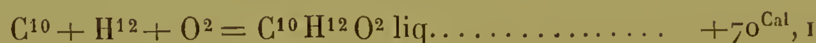
ISOEUGÉNOL.



$C^{10} + H^{12} + O^2 = C^{10}H^{12}O^2$ liq .... $+78^{Cal}$,

Combustion : +1278,1.

BÉTELPHÉNOL.

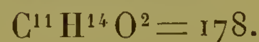


$C^{10} + H^{12} + O^2 = C^{10}H^{12}O^2$ liq .... $+70^{Cal},1$

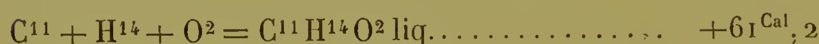
Combustion : +1286,9.

St., *J. pr. Ch.*, XLVI, 530; 1892.

MÉTHYLEUGÉNOL.



$C^{11}H^{14}O^2 = 178$.



$C^{11} + H^{14} + O^2 = C^{11}H^{14}O^2$ liq .... $+61^{Cal},2$

Combustion : +1459,4.

St.

MÉTHYLISOEUGÉNOL.

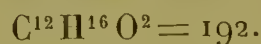


$C^{11} + H^{14} + O^2 = C^{11}H^{14}O^2$ .... $+72^{Cal},3$

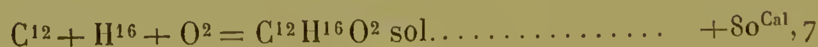
Combustion : +1448,0.

St.

ÉTHYLISOEUGÉNOL.



$C^{12}H^{16}O^2 = 192$.



$C^{12} + H^{16} + O^2 = C^{12}H^{16}O^2$ sol .... $+80^{Cal},7$

Combustion : +1602,9.

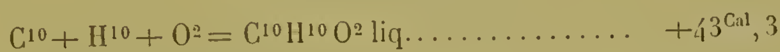
St.

SAFROL

(*éther méthylénique du propénylphénol qui répond à l'eugénol*).



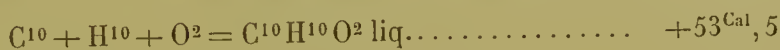
$$C^{10}H^{10}O^{2} = 162.$$



$C^{10} + H^{10} + O^{2} = C^{10}H^{10}O^{2}$ liq. . . . . $+43^{Cal},3$

Combustion : +1244,7. St.

ISOSAFROL (*éther méthylénique correspondant à l'isoeugénol*).



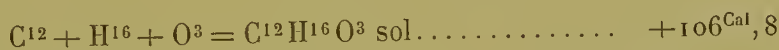
$C^{10} + H^{10} + O^{2} = C^{10}H^{10}O^{2}$ liq. . . . . $+53^{Cal},5$

Combustion : +1233,6. St.

ASARONE (*phénol propénylique triatomique?*).



$$C^{12}H^{16}O^{3} = 208.$$



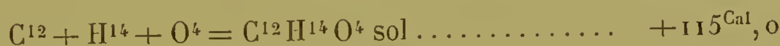
$C^{12} + H^{16} + O^{3} = C^{12}H^{16}O^{3}$ sol. . . . . $+106^{Cal},8$

Combustion : +1576,8. St.

APIOL (*dérivé allylique*).



$$C^{12}H^{14}O^{4} = 222.$$



$C^{12} + H^{14} + O^{4} = C^{12}H^{14}O^{4}$ sol . . . . $+115^{Cal},0$

Combustion : +1499,6. St.

ISOAPIOL (*éther d'un phénol propénylique tétratomique?*).



$C^{12} + H^{14} + O^{4} = C^{12}H^{14}O^{4}$ sol . . . . $+125^{Cal},6$

Combustion : +1489,0. St.



CHAPITRE V.

PHÉNOLS RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

PHÉNOLS.


$C^{10}H^{14}O = 150.$


THYMOL = 150.


$C^{10} + H^{14} + O = C^{10}H^{14}O$ crist .... $+76^{Cal},0$

Combustion : $+1350,0$.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},8$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 320; 1886.

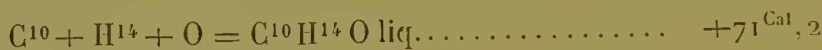

Neutralisation : $C^{10}H^{14}O$ crist. $+ \frac{1}{2}NaOH$ dissoute...... $+ 5^{Cal},7$


» $2^e \frac{1}{2}NaOH$ diss .... Nul sensiblement.

B., *A.* [6], VII, 202; 1886.

Les expériences doivent être faites sur du thymol cristallisé depuis longtemps ; le thymol récemment précipité en cristaux de sa solution alcaline dégageant en plus $3^{Cal},0$.

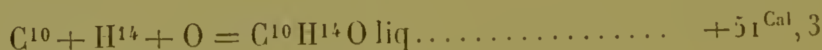

CARVACROL = 150.


$C^{10} + H^{14} + O = C^{10}H^{14}O$ liq .... $+71^{Cal},2$

Combustion : $+1354,8$.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 319; 1886.


CARVOL = 150.


$C^{10} + H^{14} + O = C^{10}H^{14}O$ liq .... $+51^{Cal},3$

Combustion : $+1374,7$.

St.

NAPHTOLS.



$C^{10}H^{8}O = 144$.

			Cal
Neutralisation :	α.	Crist. + Na OH diss	+2,8
		» + 2ᵉ Na OH diss.........	+0,2
	β.	Crist. + Na OH diss...........	+2,2
		» + 2ᵉ Na OH diss.........	+0,0

B., *A.* [6], VII, 203; 1886.



TROISIÈME DIVISION.

ALDÉHYDES.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

ALDÉHYDES PROPREMENT DITS.

CHAPITRE I.

ALDÉHYDES MONOATOMIQUES.

Première section. — ALDÉHYDE MÉTHYLIQUE.



$CH^2O = 30.$

Pour Mémoire.

POLYMÈRE (TRIOXYMÉTHYLÈNE).



$C^3H^6O^3 = 90.$

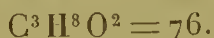


$C^3 + H^6 + O^3 = C^3H^6O^3$ sol .... $+121^{Cal},2$

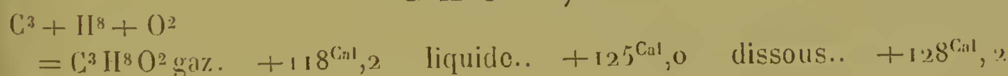
Combustion : +368,6.

DÉLÉPINE, inédit.

ÉTHER DIMÉTHYLÉ (MÉTHYLAL).



$C^3H^8O^2 = 76.$



$C^3 + H^8 + O^2$
$= C^3H^8O^2$ gaz. $+118^{Cal},2$ liquide.. $+125^{Cal},0$ dissous.. $+128^{Cal},2$

Combustion : +440,7 (gaz).

B. et OG., *A.* [5], XXIII, 200; 1881.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},83$.
Dissolution, à 11° : $+3^{Cal},2$.

Deuxième section. — ALDÉHYDE ÉTHYLIQUE.


$C^2H^4O = 44$.


$C^2 + H^4 + O = C^2H^4O$ gaz. $+51^{Cal},1$ liq. $+57^{Cal},1$ diss. $+60^{Cal},7$

Combustion : +275,5 (gaz).
B. et Og., *A.* [5], XXIII, 199; 1881.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},0$.
B., *A.* [5], IX, 178; 1876.

Dissolution (liquide) : $+3^{Cal},6$.
B., *A.* [4], XXIX, 315; 1873.

Lorsqu'on dissout l'aldéhyde dans l'eau, on observe plusieurs actions successives, dont l'une répondrait à la formation d'un hydrate, analogue à l'hydrate de chloral.

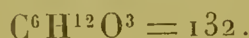
Neutralisation . C^2H^4O dissous ($\frac{1}{7}$) + NaOH dissoute ($\frac{1}{2}$)...... $+4^{Cal},3$

Le dégagement de chaleur s'opère en deux temps : la première action développe $+2^{Cal},7$. Il est probable que le phénomène ne consiste pas dans une simple neutralisation.

La dilution de la liqueur finale avec 5 fois son volume d'eau absorbe : $-1^{Cal},5$.
B., *A.* [4], XXIX, 315; 1873.

Polymères.

MÉTALDÉHYDE.


$C^6H^{12}O^3 = 132$.


$C^6 + H^{12} + O^3 = C^6H^{12}O^3$ sol.................................. $+171^{Cal},0$

Combustion : +805,8.
Loug., *C. R.*, CVIII, 620; 1889.

PARALDÉHYDE.


$C^6H^{12}O^3 = 132$.

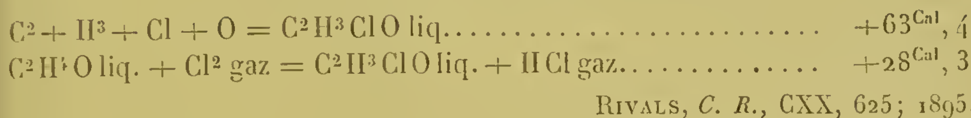

$C^6 + H^{12} + O^3 = C^6H^{12}O^3$ liq.................................. $+166^{Cal},6$

Combustion : +813,2.
Loug.

Dérivés chlorés.

ALDÉHYDE CHLORÉ VÉRITABLE.

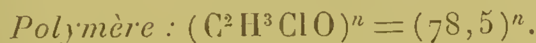

C^2H^3ClO ou $CH^2Cl.COH = 78,5$.

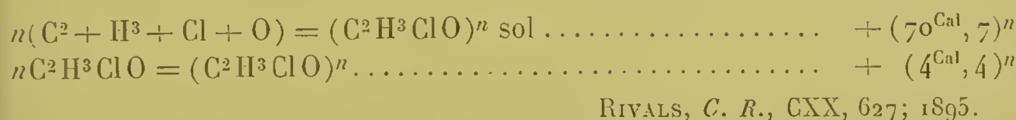

$C^2 + H^3 + Cl + O = C^2H^3ClO$ liq. . . . . $+63^{Cal},4$

C^2H^4O liq. $+ Cl^2$ gaz $= C^2H^3ClO$ liq. $+$ HCl gaz. . . . . $+28^{Cal},3$

RIVALS, *C. R.*, CXX, 625; 1895.

Réaction mesurée. — Combustion dans la bombe.

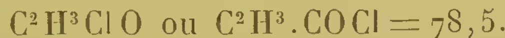

Polymère : $(C^2H^3ClO)^n = (78,5)^n$.

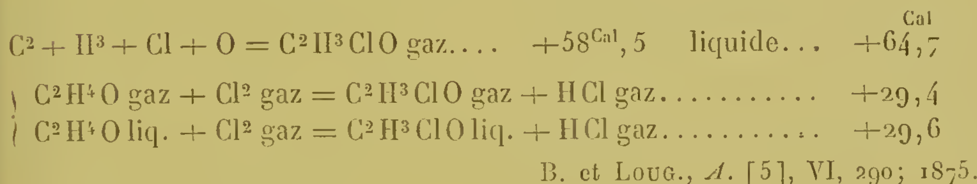

$n(C^2 + H^3 + Cl + O) = (C^2H^3ClO)^n$ sol . . . . $+(70^{Cal},7)^n$

$nC^2H^3ClO = (C^2H^3ClO)^n$. . . . . $+(4^{Cal},4)^n$

RIVALS, *C. R.*, CXX, 627; 1895.

ALDÉHYDE CHLORÉ (CHLORURE ACÉTIQUE).


C^2H^3ClO ou $C^2H^3.COCl = 78,5$.

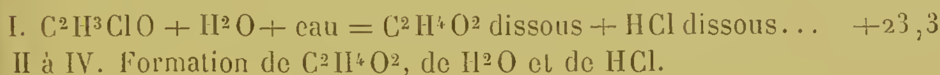

$C^2 + H^3 + Cl + O = C^2H^3ClO$ gaz. . . . $+58^{Cal},5$ liquide. . . $+64^{Cal},7$

C^2H^4O gaz $+ Cl^2$ gaz $= C^2H^3ClO$ gaz $+$ HCl gaz. . . . . $+29,4$

C^2H^4O liq. $+ Cl^2$ gaz $= C^2H^3ClO$ liq. $+$ HCl gaz. . . . . $+29,6$

B. et LOUG., *A.* [5], VI, 290; 1875.

Réactions mesurées :


I. $C^2H^3ClO + H^2O +$ eau $= C^2H^4O^2$ dissous $+$ HCl dissous. . . $+23,3$

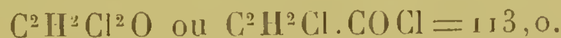
II à IV. Formation de $C^2H^4O^2$, de H^2O et de HCl.

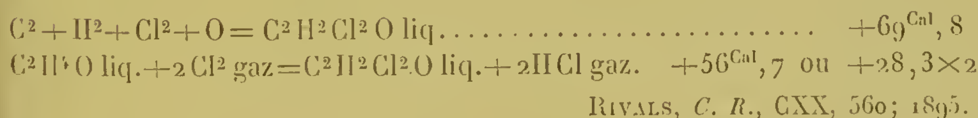
Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},19$.

B. et OG.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (15°-50°) : 28,8.

ALDÉHYDE BICHLORÉ (CHLORURE CHLORACÉTIQUE).

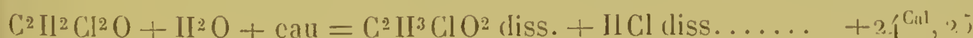

$C^2H^2Cl^2O$ ou $C^2H^2Cl.COCl = 113,0$.


$C^2 + H^2 + Cl^2 + O = C^2H^2Cl^2O$ liq. . . . . $+69^{Cal},8$

C^2H^4O liq. $+ 2Cl^2$ gaz $= C^2H^2Cl^2O$ liq. $+ 2HCl$ gaz. $+56^{Cal},7$ ou $+28,3\times2$

RIVALS, *C. R.*, CXX, 560; 1895.

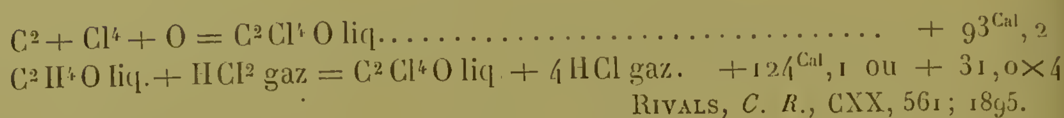
Réaction mesurée :


$C^2H^2Cl^2O + H^2O +$ eau $= C^2H^3ClO^2$ diss. $+$ HCl diss. . . . . . . $+24^{Cal},25$

ALDÉHYDE PERCHLORÉ (CHLORURE TRICHLORACÉTIQUE).



$C^2Cl^4O = 182$.



$C^2 + Cl^4 + O = C^2Cl^4O$ liq. . . . . $+ 93^{Cal},2$

C^2H^4O liq. $+ HCl^2$ gaz $= C^2Cl^4O$ liq. $+ 4HCl$ gaz. $+124^{Cal},1$ ou $+ 31,0 \times 4$

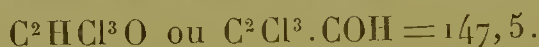
RIVALS, *C. R.*, CXX, 561; 1895.

Réaction mesurée :

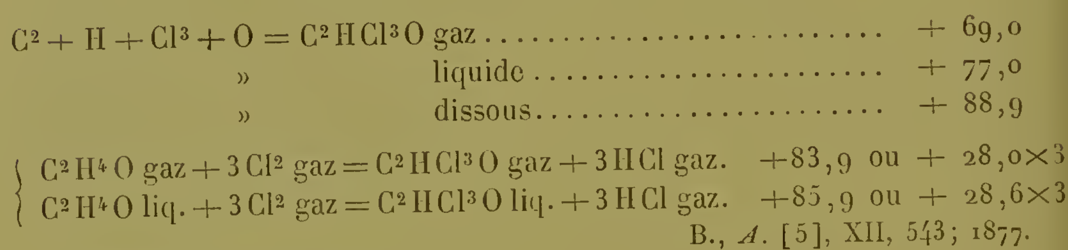


$C^2Cl^4O + H^2O +$ eau $= C^2HCl^3O^2$ diss. $+ HCl$ diss. . . . . $+ 24^{Cal},8$

ALDÉHYDE TRICHLORÉ VÉRITABLE (CHLORAL).



C^2HCl^3O ou $C^2Cl^3.COH = 147,5$.



$C^2 + H + Cl^3 + O = C^2HCl^3O$ gaz . . . . $+ 69,0$

» liquide . . . . $+ 77,0$

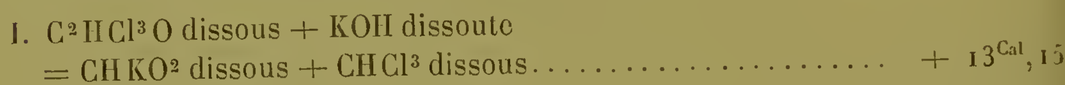
» dissous . . . . $+ 88,9$

C^2H^4O gaz $+ 3Cl^2$ gaz $= C^2HCl^3O$ gaz $+ 3HCl$ gaz. $+83,9$ ou $+ 28,0 \times 3$

C^2H^4O liq. $+ 3Cl^2$ gaz $= C^2HCl^3O$ liq. $+ 3HCl$ gaz. $+85,9$ ou $+ 28,6 \times 3$

B., *A.* [5], XII, 543; 1877.

Réactions mesurées :



I. C^2HCl^3O dissous $+ KOH$ dissoute

$= CHKO^2$ dissous $+ CHCl^3$ dissous . . . . $+ 13^{Cal},15$

D'où :



C^2HCl^3O pur $+ H^2O$ liq. $= C^2HCl^3$ pur $+ CH^2O^2$ pur, liquide . . $+ 9^{Cal},5$

II à IV. Formation de $CHCl^3$, CH^2O^2, H^2O.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (17°-81°) : 38,2.

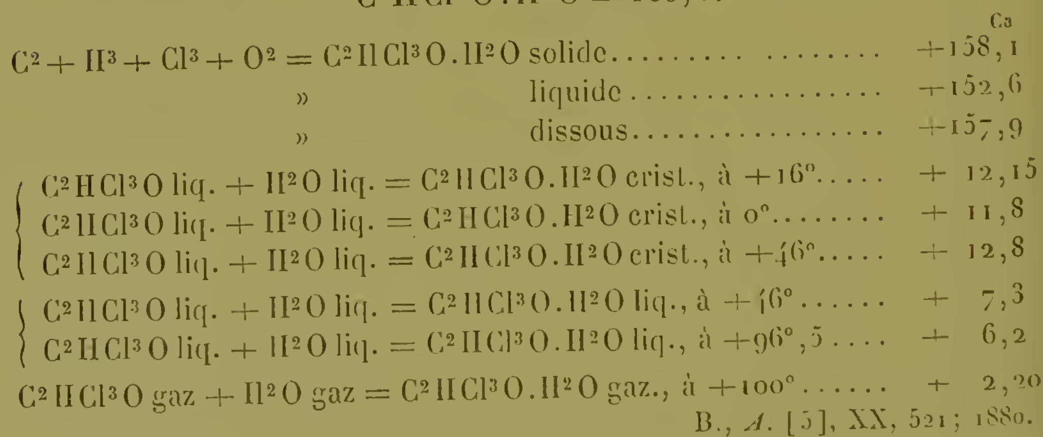
Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},0$.

Dissolution, à 16° : $+11^{Cal},9$.

HYDRATE DE CHLORAL.



$C^2HCl^3O.H^2O = 165,5$.



Cal

$C^2 + H^3 + Cl^3 + O^2 = C^2HCl^3O.H^2O$ solide . . . . $+158,1$

» liquide . . . . $+152,6$

» dissous . . . . $+157,9$

C^2HCl^3O liq. $+ H^2O$ liq. $= C^2HCl^3O.H^2O$ crist., à $+16°$ . . . . . $+ 12,15$

C^2HCl^3O liq. $+ H^2O$ liq. $= C^2HCl^3O.H^2O$ crist., à $0°$ . . . . $+ 11,8$

C^2HCl^3O liq. $+ H^2O$ liq. $= C^2HCl^3O.H^2O$ crist., à $+46°$ . . . . . $+ 12,8$

C^2HCl^3O liq. $+ H^2O$ liq. $= C^2HCl^3O.H^2O$ liq., à $+46°$ . . . . . . $+ 7,3$

C^2HCl^3O liq. $+ H^2O$ liq. $= C^2HCl^3O.H^2O$ liq., à $+96°,5$ . . . . $+ 6,2$

C^2HCl^3O gaz $+ H^2O$ gaz $= C^2HCl^3O.H^2O$ gaz., à $+100°$ . . . . . . $+ 2,20$

B., *A.* [5], XX, 521; 1880.

Le dégagement de chaleur produit dans la réunion du chloral gazeux et de l'eau gazeuse, avec formation d'un composé gazeux, a été calculé d'après les données précédentes. Ce dégagement de chaleur peut être constaté directement de la façon la plus nette : ce qui confirme la conclusion que l'hydrate de chloral est un composé susceptible d'exister à l'état gazeux. Mais ce composé est en grande partie dissocié, c'est-à-dire mélangé avec du chloral et de la vapeur d'eau non combinés : ce qui explique à la fois la petitesse du nombre observé, $+2^{Cal},2$, et la grandeur de la chaleur de vaporisation.

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne (17°-44°) : 34,1.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (51°-88°) : 77,8.

Chaleur de vaporisation : $21^{Cal},9$.

Cette valeur est la somme de deux effets : la vaporisation de l'hydrate de chloral et sa dissociation partielle, en vapeur de chloral et vapeur d'eau.

Chaleur de fusion : $5^{Cal},50$.

Ce nombre doit être mesuré sur un corps préparé et solidifié depuis longtemps.

Quand le chloral a été solidifié récemment, la chaleur de fusion peut tomber à $2^{Cal},9$.

Réactions mesurées :

I. $C^2HCl^3O.H^2O$ diss. + KOH dissoute
$= CHKO^2$ diss. + $CHCl^3$ diss. + H^3O .... +13,15

Ce chiffre est identique avec celui que l'on obtient lors de la dissolution de C^2HCl^3O pur faite immédiatement.

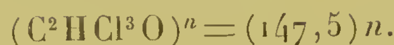
II à IV. Formation de $CHCl^3$, $CH^2O^2.H^2O$.
V, etc. Chaleurs de fusion et de volatilisation, et chaleurs spécifiques du chloral et de son hydrate.

Dissolution :

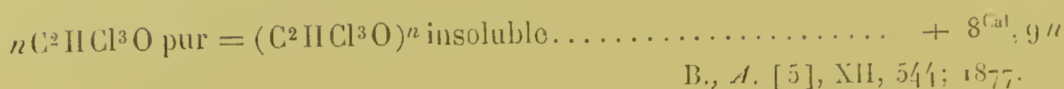
		Cal
$C^2HCl^3O.H^2O$ crist. + eau (80 fois son poids),	à +15°,1...	−0,20
»	à +22°.....	−0,84
»	à t°........	−0,09 (t − 13)
$C^2HCl^3O.H^2O + nC^2H^6O$, à 24°	....	−1,13
» $+ nCHCl^3$, à 24°	....	−6,0
» $+ nC^7H^8$, à 24°	....	−7,5

SPEYERS.

POLYMÈRE.



$$(C^2HCl^3O)^n = (147,5)n.$$



nC^2HCl^3O pur $= (C^2HCl^3O)^n$ insoluble . . . . $+ 8^{Cal},9n$

B., *A.* [5], XII, 544; 1877.

Réactions mesurées :

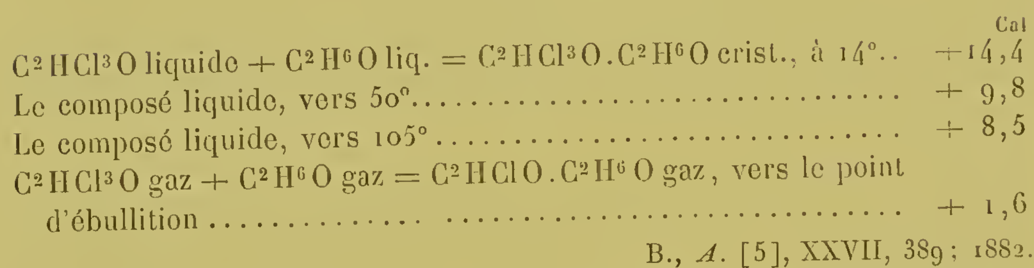
I. $(C^2HCl^3O)^n$ insoluble $+ n$ KOH étendue . . . . $+16,2 \times n$

II et III. Dissolution de C^2HCl^3O dans l'eau et réaction de la liqueur sur KHO dissoute.

ALCOOLATE DE CHLORAL.



$$C^2HCl^3O . C^2H^6O = 193,5.$$



	Cal
C^2HCl^3O liquide $+ C^2H^6O$ liq. $= C^2HCl^3O . C^2H^6O$ crist., à 14° . .	$+14,4$
Le composé liquide, vers 50°	$+ 9,8$
Le composé liquide, vers 105°	$+ 8,5$
C^2HCl^3O gaz $+ C^2H^6O$ gaz $= C^2HClO . C^2H^6O$ gaz, vers le point d'ébullition	$+ 1,6$

B., *A.* [5], XXVII, 389; 1882.

Le dernier chiffre prouve l'existence de l'alcoolate de chloral gazeux, au moins en partie dissocié. Il donne lieu aux mêmes remarques que pour l'hydrate de chloral.

L'état de combinaison partielle de l'alcool et du chloral dans ce gaz a été vérifié par

RAMSAY et YOUNG, *Journal of Ch. Soc.*, XLIX, 685; 1885.

Chaleur de fusion : $4^{Cal},65$.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (50°-105°) : 98,5.

Chaleur de vaporisation : $22^{Cal},5$. Même observation que pour l'hydrate de chloral.

Réactions mesurées :

I. $C^2HCl^3 . C^2H^6O$ diss. $+$ KOH dissoute $= CHKO^2$ diss. $+ C^2H^6O$ diss. $+ CHCl^3$ diss . . . . $+13^{Cal},35$

II. Mêmes données que pour le chloral.

III. Chaleur de dissolution, de fusion, de vaporisation, chaleurs spécifiques, etc.

Dissolution dans 25 parties d'eau, à 14° 0,0

Dissol. aqueuse de chloral $+$ dissol. aqueuse d'alcool, à 14°. 0,0

ALDÉHYDE BROMÉ (BROMURE ACÉTIQUE).


$C^2H^3BrO = 123.$

	Cal
$C^2 + H^3 + Br$ liquide $+ O = C^2H^3BrO$ liquide..............	+ 53,9
$C^2 + H^3 + Br$ gaz $= C^2H^3BrO$ liquide........................	+ 57,6
C^2H^4O liq. $+ Br^2$ gaz $= C^2H^3BrO$ liq. $+ HBr$ gaz..............	+ 13,5

B. et Loug., *A.* [5], VI, 291; 1875.

Réaction mesurée :


$C^2H^3BrO + H^2O +$ eau $= C^2H^4O^2$ dissous $+ HBr$ dissous...... $+ 23^{Cal},3$

ALDÉHYDE TRIBROMÉ VÉRITABLE (BROMAL).


Hydrate : $C^2HBr^3O.H^2O +$ eau.............................. $+ 1^{Cal},9$

Température de fusion : $+40°$.
Chaleur de fusion : $5^{Cal},0$.

Bruner, *C. R.*, CXX, 914; 1895.


$C^2HBr^3.H^2O$ crist. $+ KOH$ diss. $= CHKO^2$ diss. $+ CHBr^3$...... $+ 12^{Cal},1$

Quand l'hydrate de bromal a été récemment solidifié, sa dissolution dans la potasse dégage 4^{Cal} en plus.

ALDÉHYDE IODÉ (IODURE ACÉTIQUE).


$C^2H^3IO = 153,9.$

	Cal
$C^2 + H^3 + I$ solide $+ O = C^2H^3IO$ liquide.....................	+ 40,4
$C^2 + H^3 + I$ gaz $+ O = C^2H^3IO$ liquide.......................	+ 47,2
C^2H^4O liq. $+ I^2$ gaz $= C^2H^3IO$ liq. $+ HI$ gaz...................	— 9,5

Réaction mesurée :


$C^2H^3IO + H^2O +$ eau $= C^2H^4O^2$ dissous $+ HI$ dissous.......... $+ 21^{Cal},4$

B. et Loug., *A.* [5], VI, 293; 1875.

ÉTHER DIÉTHYLIQUE (ACÉTAL).


$C^6H^{14}O^2 = 118.$


$C^6 + H^{14} + O^2 = C^6H^{14}O^2$ liquide.............................. $+ 125^{Cal},6$

Combustion : $+ 923,2$.

Rivals, *C. R.*, CXXII, 1488; 1896.

ACÉTAL CHLORÉ.

$C^6H^{13}ClO^2 = 152,5.$

$C^6 + H^{13} + Cl + O^2 = C^6H^{13}ClO^2$ liq........................ $+129^{Cal},7$
$C^{12}H^{14}O^2$ liq. + Cl^2 gaz. = $C^{12}H^{13}ClO^2$ liq. + HCl gaz.......... $+26,1$

RIVALS.

Troisième section. — ALDÉHYDE PROPYLIQUE NORMAL.

$C^3H^6O = 58.$

Dissolution : $+4^{Cal},0$ environ.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Quatrième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDES BUTYLIQUES.

$C^4H^8O = 72.$

Plusieurs isomères. — Mémoire.

Dérivés chlorés.

CHLORURE BUTYRIQUE NORMAL.

$C^4H^7ClO = 106,5.$

$C^4 + H^7 + Cl + O = C^4H^7ClO$ liq........................... $+78^{Cal},1$

LOUG., *A.* [5], VI, 313; 1878.

Réactions mesurées :

		Cal
A. I.	$C^4H^7ClO + 2KOH$ diss. = $C^4H^7KO^2$ diss. + KCl diss. + H^2O.	+49,5
II.	$C^4H^8O^2$ diss. + KOH diss. = $C^4H^7O^2$ diss. + H^2O........	+14,3

De là :

C^4H^7ClO + eau = $C^4H^8O^2$ dissous + HCl dissous.............. $+21,5$

B. *Réaction directe* :

$C^4H^7ClO + H^2O$ + eau = $C^4H^8O^2$ dissous + HCl dissous...... $+21,9$

Moyenne.......... $+21,7$

CHLORURE ISOBUTYRIQUE.

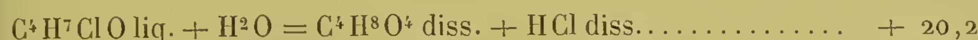

$C^4 + H^7 + Cl + O = C^4H^7ClO$ liq. . . . . + $86^{Cal},4$

Loug., *A.* [5], VI, 319; 1875.

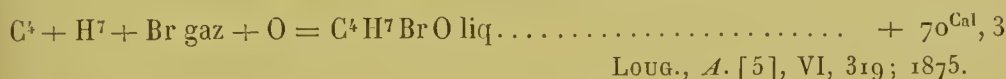
Réaction mesurée :


$C^4H^7ClO + 2KOH$ dissoute. . . . . + 48,2

d'où :


C^4H^7ClO liq. + $H^2O = C^4H^8O^4$ diss. + HCl diss. . . . . + 20,2

BROMURE BUTYRIQUE NORMAL = 151.

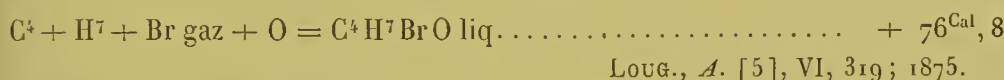

$C^4 + H^7 +$ Br gaz $+ O = C^4H^7BrO$ liq. . . . . + $70^{Cal},3$

Loug., *A.* [5], VI, 319; 1875.


A. $C^4H^7BrO + 2KOH$ diss. $= C^4H^7KO^2$ diss. + KBr diss. + H^2O. . + 50,2


B. $C^4H^7BrO + H^2O +$ eau $= C^4H^8O^2$ diss. + HBr diss. . . . . + 22,4

BROMURE ISOBUTYRIQUE = 151.


$C^4 + H^7 +$ Br gaz $+ O = C^4H^7BrO$ liq. . . . . + $76^{Cal},8$

Loug., *A.* [5], VI, 319; 1875.

Réactions mesurées :


A. Réaction de 2KOH dissoute. . . . . + 50,5


B. Réaction de H^2O + eau. . . . . + 22,7

ALDÉHYDE CROTONIQUE.

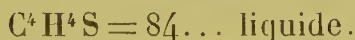

$C^4H^6O = 70.$


$C^4 + H^6 + O = C^4H^6O$ liq. . . . . + $41^{Cal},9$

Combustion : +542,3.

Loug., *C. R.*, C, 65; 1885.

THIOPHÈNE.


$C^4H^4S = 84$. . . liquide.

Fonction spéciale mal définie.

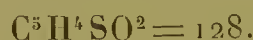

$C^4 + H^4 + S$ (oct.) $= C^4H^4S$ liquide. . . . . − $14^{Cal},9$

B. et Mat., *A.* [6], XXII, 181; 1891.

Combustion :


$C^4H^4S + 13\,O +$ eau $= 4\,CO^2 + H^2O + SO^4H^2$ étendu. . . . . + $670^{Cal},9$

ACIDE THIOPHÉNOCARBONIQUE.


$C^5H^4SO^2 = 128.$


$C^5 + H^4 + S + O^2 = C^5H^4SO^2$ crist .... $+ 86^{Cal},9$

Combustion : +591,9.

St., *J. pr. Ch.*, XLIII, 7; 1890.

ACIDE TÉTRAHYDROTHIOPHÉNOCARBONIQUE.


$C^5H^8SO^2 = 132.$


$C^5 + H^8 + S + O^2 = C^5H^8SO^2$ crist.......................... $+116^{Cal},4$

Combustion : +700,4.

St.

Cinquième section. — VALÉRAL.

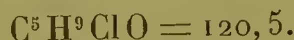

$C^5H^{10}O = 8,6.$


$C^5 + H^{10} + O = C^5H^{10}O$ liq.................................. $+ 74^{Cal},3$

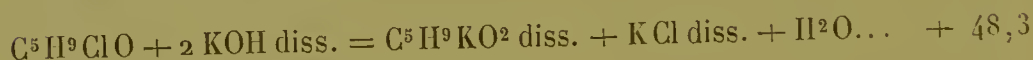
Combustion : +742,2.

Loug., *A.* [5], XXIII, 388; 1881.

CHLORURE VALÉRIQUE (ACIDE DE LA VALÉRIANE).


$C^5H^9ClO = 120,5.$

Réaction mesurée :


$C^5H^9ClO + 2\,KOH$ diss. $= C^5H^9KO^2$ diss. $+ KCl$ diss. $+ H^2O$... $+ 48,3$

D'où l'on conclut :


$C^3H^9ClO + H^2O +$ eau $= C^3H^{10}O^2$ diss. $+ H^2O$ diss .... $+ 20,2$

Loug., *A.* [5], VI, 315; 1875.

CHLORURE VALÉRIQUE (ACIDE DE L'ALCOOL AMYLIQUE DE FERMENTATION).


$C^5H^9ClO = 120,5.$


$C^5 + H^9 + Cl + O = C^5H^9ClO$ liq......................... $+ 93^{Cal},0$

Loug., *A.* [5], VI, 315; 1875.

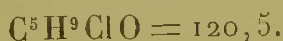
Réaction mesurée :


Cal
$C^5H^9ClO + 2\,KOH$ dissoute $= C^5H^9KO^2$ diss. $+ KCl$ diss. $+ H^2O$. +49,0

D'où :


$C^5H^9ClO + H^2O +$ eau $= C^5H^{10}O^2$ diss. $+ HCl$ diss. . . . . +20,6

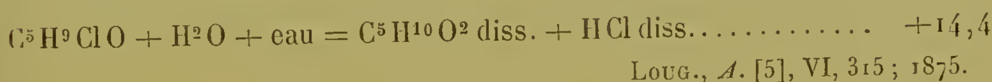
CHLORURE TRIMÉTHYLACÉTIQUE.


$C^5H^9ClO = 120,5.$

Réaction mesurée :


$C^5H^9ClO + 2KOH$ dissoute $= C^5H^9KO^2$ diss. $+ HCl$ diss. $+ H^2O$. +42,0

D'où l'on conclut :


$C^5H^9ClO + H^2O +$ eau $= C^5H^{10}O^2$ diss. $+ HCl$ diss. . . . . +14,4

Loug., *A.* [5], VI, 315 ; 1875.

BROMURE VALÉRIQUE (ACIDE DE LA VALÉRIANE) = 165.

Réaction mesurée :


$C^5H^9BrO + 2\,KOH$ dissoute . . . . +50,6

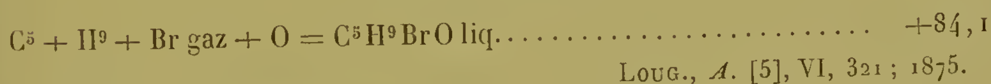
D'où l'on déduit :


$C^5H^9BrO + H^2O +$ eau . . . . +22,7

Loug., *A.* [5], VI, 323 ; 1875.

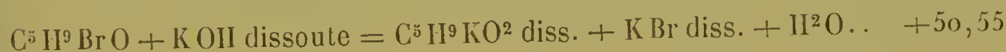
BROMURE VALÉRIQUE (DÉRIVÉ DE L'ALCOOL AMYLIQUE DE FORMATION).


$C^5H^9BrO = 165.$

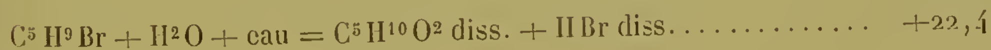

$C^5 + H^9 + Br$ gaz $+ O = C^5H^9BrO$ liq. . . . . +84,1

Loug., *A.* [5], VI, 321 ; 1875.

Réactions mesurées :


$C^5H^9BrO + KOH$ dissoute $= C^5H^9KO^2$ diss. $+ KBr$ diss. $+ H^2O$. . +50,55

D'où :

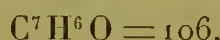

$C^5H^9Br + H^2O +$ eau $= C^5H^{10}O^2$ diss. $+ HBr$ diss. . . . . +22,4

Sixième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Septième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDE BENZOÏQUE.


$C^7H^6O = 106.$


$C^7 + H^6 + O = C^7H^6O$ liq. . . . . $+ 25^{Cal},4$

Combustion : +841,7.

St., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 3; 1887.

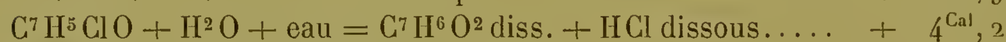

C^7H^6O dissous + NaOH dissoute . . . . + 0,2 envir.

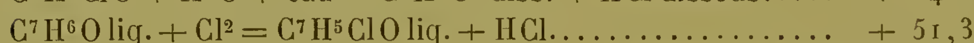
B., *A.* [6], VII, 174; 1886.

ALDÉHYDE BENZOÏQUE CHLORÉ (CHLORURE BENZOÏQUE).


$C^7H^5ClO = 140,5.$


$C^7 + H^5 + Cl + O = C^7H^5ClO$ liq. . . . . $+ 53^{Cal},9$

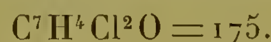

$C^7H^5ClO + H^2O$ + eau $= C^7H^6O^2$ diss. + HCl dissous. . . . . $+ 4^{Cal},2$


C^7H^6O liq. $+ Cl^2 = C^7H^5ClO$ liq. + HCl. + 51,3

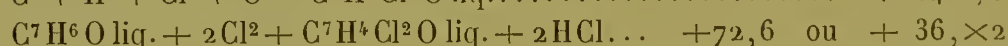
Rivals, *C. R.*, CXX, 1117; 1895.

Réaction mesurée : Combustion.

ALDÉHYDE BENZOÏQUE BICHLORÉ (CHLORURE ACIDE ORTHO).


$C^7H^4Cl^2O = 175.$


$C^7 + H^4 + Cl^2 + O = C^7H^4Cl^2O$ liq. . . . . $+ 64^{Cal},0$


C^7H^6O liq. $+ 2Cl^2 + C^7H^4Cl^2O$ liq. + 2HCl. . . +72,6 ou + 36,×2

Rivals, *C. R.*, CXXII, 481; 1896.

Réaction mesurée : Combustion.

ALDÉHYDE BENZOÏQUE NITRÉ.


$C^7H^5(AzO^2)O = 151.$


$C^7 + H^5 + Az + O^3 = C^7H^5AzO^3$ crist. . . . . $+101^{Cal},3$

Combustion : +800,3.

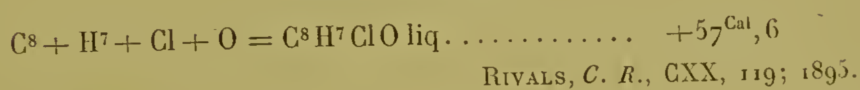
Matignon et Deligny, *C. R.*, CXXI, 423; 1895.

Huitième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDE TOLUIQUE CHLORÉ (CHLORURE ACIDE-ORTHO).



$$C^8H^7ClO = 165.$$



$C^8 + H^7 + Cl + O = C^8H^7ClO$ liq. . . . . $+57^{Cal},6$

Rivals, *C. R.*, CXX, 119; 1895.

Réaction mesurée : Combustion.

Neuvième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDE CINNAMIQUE.



$$C^9H^8O = 132.$$



$C^9 + H^8 + O = C^9H^8O$ liq. $+11^{Cal},8$

Combustion : +1112,9.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 414.



CHAPITRE II.

ALDÉHYDES POLYATOMIQUES.

GLYOXAL.



$C^2H^2O^2 = 58$...solide.

$C^2 + H^2 + O^2 = C^2H^2O^2$ sol........	$+85^{Cal},2$ dissous......	$+84^{Cal},0$
$\{$ $C^2H^2O^2 + H^2O$ liquide $= C^2H^4O^3$ solide......................		$+6,1$
$\{$ $C^2H^2O^2 + H^2O$ solide $= C^2H^4O^3$ solide......................		$+4,8$
Transformation du glyoxal en glycolide isomère..................		$+5,0$

Fo., *A.* [6], III, 229; 1884.

Combustion : $+172,4$.
Dissolution : $-1^{Cal},25$.
Réactions mesurées :

I. $C^2H^2O^2$ sol. $+ 3NaOH$ dissoute (en excès)	
$= C^2H^3NaO^3$ diss. $+ 2NaOH$ dissoute	$+18,0$
II. $C^2H^4O^3$ dissous $+ 3NaOH$ diss.	$+14,6$
III. $C^2H^4O^3$ crist. $+$ eau..	$-2,76$
IV. Formation de $C^2H^4O^3$ et de H^2O par les éléments.	

Dérivés.

Glyoxalsulfites :

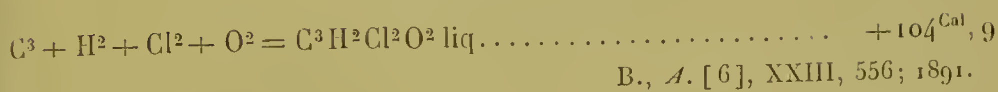
Fo., *A.* [6], III, 232; 1884.

$C^2H^2O^2$ dissous $+ Na^2O.S^2O^4$ dissous (métasulfite)...............	$+11,0$
$C^2H^2O^2$ dissous $+ 2SO^2$ dissous $=$ acide glyoxalsulfureux dissous (action lente)..	$+11,2$
$\{$ $C^2H^2O^2$ solide $+ Na^2O.S^2O^4$ solide $+ 2H^2O$ solide $=$ sel solide..	$+11,6$
$\{$ Id. id. $+ 2H^2O$ liquide $=$ sel solide.	$+14,2$
$\{$ $C^2H^2O^2$ solide $+ K^2O.S^2O^4$ solide $+ H^2O$ solide $=$ sel solide....	$+14,3$
$\{$ Id. id. $+ H^2O$ liquide $=$ sel solide...	$+15,6$
Dissolution : $C^2H^2O^2.Na^2O.S^2O^4.2H^2O +$ eau.................	$-9,66$
$C^2H^2O^2.K^2O.S^2O^4.H^2O +$ eau..................................	$-13,4$
$C^2H^2O^2.BaO.S^2O^4.3\frac{1}{2}H^2O +$ eau...........................	$-8,7$

CHLORURE MALONIQUE.



$C^3H^2Cl^2O^2$.



$C^3 + H^2 + Cl^2 + O^2 = C^3H^2Cl^2O^2$ liq........................ $+104^{Cal},9$

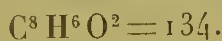
B., *A.* [6], XXIII, 556; 1891.

Réaction mesurée :



$C^3H^2Cl^2O^2 + 2H^2O +$ eau
$= C^3H^4O^4$ diss. $+ 2HCl$ diss................ $+44,2$ ou $+22,1\times2$

PHTALIDE.



$C^8H^6O^2 = 134$.



$C^8 + H^6 + O^2 = C^8H^6O^2$ liquide.............................. $+77^{Cal},25$

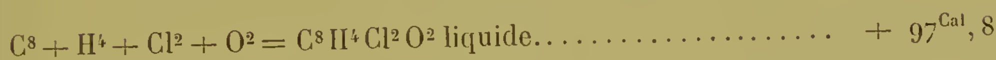
Combustion : $+884,15$.

RIVALS, *C. R.*, CXX, 1218; 1895.

CHLORURE PHTALIQUE.



$C^8H^4Cl^2O^2 = 203$.



$C^8 + H^4 + Cl^2 + O^2 = C^8H^4Cl^2O^2$ liquide..................... $+97^{Cal},8$

Réaction mesurée : Combustion.

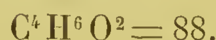
RIVALS, *C. R.*, CXX, 1218; 1895.



CHAPITRE III.

ALDÉHYDES A FONCTION MIXTE (ALDÉHYDES ALCOOLS).

ALDÉHYDE OXYBUTYLIQUE (ALDOL).


$C^4H^6O^2 = 88.$


$C^4 + H^6 + O^2 = C^4H^6O^2$ liquide.............. $+106^{Cal},3$

Combustion : +546,9.

LOUG., *C. R.*, CI, 1063; 1885.

ALDÉHYDE PYROMUCIQUE (FURFUROL).


$C^5H^4O^3 = 96.$


$C^5 + H^4 + O^3 = C^5H^4O^3$ liquide.............. $+ 49^{Cal},7$

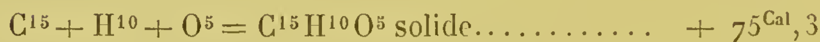
Combustion : +559,8.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 35; 1896.


$C^5H^4O^3$ dissous + KOH dissoute .... $+ 0,13$

Anhydride polymérisé.

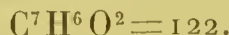

$C^{15}H^{10}O^5.$


$C^{15} + H^{10} + O^5 = C^{15}H^{10}O^5$ solide............ $+ 75^{Cal},3$

Combustion : +1684,2.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 38; 1896.

ALDÉHYDE OXYBENZOÏQUE (ORTHO) OU ALDÉHYDE SALICYLIQUE.


$C^7H^6O^2 = 122.$


$C^7 + H^6 + O^2 = C^7H^6O^2$ liquide.............. $+ 59^{Cal},5$

Combustion : +807,6.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 33; 1896.

Dissolution : +0,1 environ.

Neutralisation : $C^7H^6O^2$ dissous + NaOH dissoute. + $8^{Cal},0$
» + 2^eNaOH diss.. $0^{Cal},0$

B., *A.* [6], VII, 172; 1886.

ALDÉHYDE PARAOXYBENZOÏQUE.

$C^7H^6O^2 = 122$... cristallisé.

Dissolution : $-4^{Cal},9$.

Neutralisation : $C^7H^6O^2$ diss. + NaOH dissoute.... + $9^{Cal},1$
» + 2^eNaOH diss..... $0^{Cal},0$

B., Mémoire cité, p. 173.

ALDÉHYDE MÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE.

$C^8H^8O^2 = 136$.

$C^8H^8O^2$ + NaOH dissoute............... Chaleur insensible.

ALDÉHYDE MÉTHYLPROTOCATÉCHIQUE (VANILLINE).

$C^8H^8O^3 = 152$.

$C^8 + H^8 + O^2 = C^8H^8O^2$ crist.................... $+115^{Cal},7$

Combustion : +914,7.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 412.

$C^8H^8O^2$ dissous + NaOH dissoute................ + $9^{Cal},3$
» + 2^eNaOH dissoute.............. $0^{Cal},0$

B., *A.* [6], VII, 186; 1886.

Dissolution : $-5^{Cal},20$.

ALDÉHYDE MÉTHYLÉNOPROTOCATÉCHIQUE (PIPÉRONAL).

$C^8H^6O^3 = 150$.

$C^8 + H^6 + O^3 = C^8H^6O^3$ crist.................... $+90^{Cal},8$

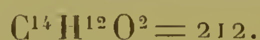
Combustion : +870,6.

St.

$C^8H^6O^3$ dissous + NaOH dissoute...... Chaleur nulle ou très petite.

B., *A.* [6], VII, 188; 1886.

BENZOÏNE (ALDÉHYDE DIBENZYLIQUE).


$$C^{14}H^{12}O^{2} = 212.$$


$C^{14} + H^{12} + O^{2} = C^{14}H^{12}O^{2}$ crist. . . . . $+61^{Cal},7$

Combustion : $+1672,5$.

St.

Rappelons que la plupart des glucoses sont des aldéhydes-alcools.



ALDÉHYDES.

—

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

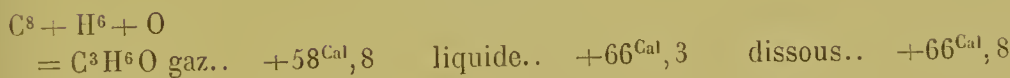
ACÉTONES.

CHAPITRE I.

ACÉTONES PROPREMENT DITS.

ACÉTONE (DIMÉTHYLÉE).


$C^3H^6O = 58$.


$C^8 + H^6 + O$
$= C^3H^6O$ gaz.. $+58^{Cal},8$ liquide.. $+66^{Cal},3$ dissous.. $+66^{Cal},8$

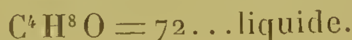
Combustion : $+423,6$.

F. et SILB., *A.* [3], XXXIV, 437; 1852.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},5$ (R.).
Chaleur spécifique moléculaire liquide : $29,4 + 0,046\,t$ (R.).
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse : $17,45 + 0,0798\,t$ (Wie).
Dissolution : $+2^{Cal},5$.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

MÉTHYLÉTHYLACÉTONE.


$C^4H^8O = 72$...liquide.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},45$.

LOUG., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

DIÉTHYLACÉTONE.


$C^5H^{10}O = 86$.


$C^5 + H^{10} + O = C^5H^{10}O$ liquide.............................. $+79^{Cal},6$

Combustion : $+736,9$.

LOUG., *C. R.*, XCVIII, 94; 1884.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},8$.

LOUG., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

MÉTHYLISOPROPYLACÉTONE.


$C^5H^{10}O = 86$ ... liquide.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},6$.

LOUG., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

MÉTHYLBUTYLACÉTONE.


$C^6H^{12}O = 100$ ... liquide.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},29$.

LOUG.

OXYDE MÉSITIQUE.


$C^6H^{10}O = 98$.

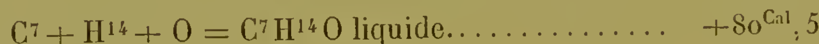

$C^6 + H^{10} + O = C^6H^{10}O$ liquide .... $+64^{Cal},7$

Combustion : $+846,1$.

LOUG., *C. R.*, C, 64; 1885.

ŒNANTHOL.

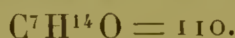

$C^7H^{14}O = 114$.

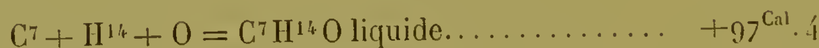

$C^7 + H^{14} + O = C^7H^{14}O$ liquide .... $+80^{Cal},5$

Combustion : $+1062,6$.

LOUG., *A.* [5], XXI, 143; 1880.

DIISOPROPYLACÉTONE.


$C^7H^{14}O = 110$.


$C^7 + H^{14} + O = C^7H^{14}O$ liquide .... $+97^{Cal},4$

Combustion : $+1045,7$.

DIPROPYLACÉTONE.

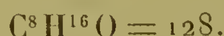

$C^7H^{14}O = 110$.


$C^7 + H^{14} + O = C^7H^{14}O$ liquide .... $+89^{Cal},3$

Combustion : $+1053,8$. LOUG., *C. R.*, XCVIII, 95; 1884.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},35$. LOUG., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

MÉTHYLHEXYLACÉTONE.


$C^8H^{16}O = 128$.


$C^8 + H^{16} + O = C^8H^{16}O$ liquide .... $+94^{Cal},6$

Combustion : +1211,8.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

ACÉTOPHÉNONE.


$C^8H^8O = 120$.


$C^8 + H^8 + O = C^8H^8O$ liquide .... $+41^{Cal},9$

Combustion : +988,5.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

BENZALACÉTONE.


$C^{10}H^{10}O^2 = 146$.


$C^{10} + H^{10} + O^3 = C^{10}H^{10}O^3$ sol...... $+29^{Cal},9$ liquide...... $+25^{Cal},5$

Combustion : solide : +1258,1 ; liquide : +1262,5.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},4$ (?).

St.

CARVOL.


$C^{10}H^{14}O = 150$.


$C^{10} + H^{14} + O = C^{10}H^{14}O$ liq........................ $+51^{Cal},3$

Combustion : +1374,7.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 322; 1886.

BENZOPHÉNONE.


$C^{13}H^{10}O = 182$.


$C^{13}H^{10} + O = C^{13}H^{10}O$ crist........................ $+11^{Cal},8$

Combustion : +1558,1.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

Température de fusion : +48°.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},4$ (Bruner).

DIBENZALACÉTONE.


$C^{17}H^{14}O = 234$.


$C^{17} + H^{14} + O = C^{17}H^{14}O$ crist........................ $-2^{Cal},9$

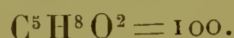
Combustion : +2089,0.

St.

CHAPITRE II.

ACÉTONES A FONCTION COMPLEXE ET DÉRIVÉS.

ACÉTYLACÉTONE.

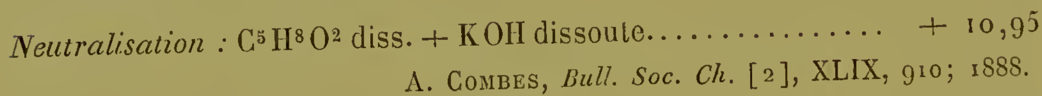

$C^5H^8O^2 = 100.$


$C^5 + H^8 + O^2 = C^5H^8O^2$ liquide.............................. $+131^{Cal},2$

GUINCHANT, *C. R.*, CXXI, 355; 1895.

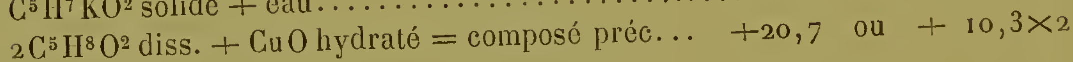
Combustion : +616,3.

Dissolution : —0,4.


Neutralisation : $C^5H^8O^2$ diss. + KOH dissoute................ + 10,95

A. COMBES, *Bull. Soc. Ch.* [2], XLIX, 910; 1888.


$C^5H^7KO^2$ solide + eau.. — 0,05


$2C^5H^8O^2$ diss. + CuO hydraté = composé préc... +20,7 ou + 10,3×2

MÉTHYLACÉTYLACÉTONE.


$C^6H^{10}O^2 = 114.$


$C^6H^{10}O^2$ dissous + KOH dissoute.............................. $+ 10^{Cal},4$

COMBES.

ÉTHYLACÉTYLACÉTONE.


$C^7H^{12}O^2 = 128.$


$C^7H^{12}O^2$ dissous + KOH dissoute.............................. $+ 9^{Cal},8$

COMBES.

Certains glucoses sont des acétones alcools.

ALDÉHYDES.

—

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

CAMPHRES.

CAMPHRE DES LAURINÉES.


$C^{10}H^{16}O = 152$.

CAMPHRE DEXTROGYRE.


$C^{10} + H^{16} + O = C^{10}H^{16}O$ cristallisé.......... $+80^{Cal},3$

Combustion : +1414,3.

» +1413,7.

St.

B., *A.* [6], XXVIII, 130; 1893.

CAMPHRE LÉVOGYRE.

Combustion : +1416,0.

Loug., *A.* [6], XVIII, 383; 1889.

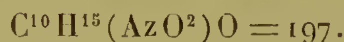
Camphre inactif :
Combustion : +1414,2.

Loug., *A.* [6], XVIII, 383; 1889.

La chaleur de formation de ces trois isomères est la même, dans les limites d'erreurs des expériences.

Dérivés.

CAMPHRE NITRÉ.


$C^{10}H^{15}(AzO^2)O = 197$.

Modification α.


$C^{10} + H^{15} + Az + O^3 = C^{10}H^{15}(AzO^2)O$ crist. .. $+89^{Cal},1$

Combustion : $+1371,4$.

B. et PET., *A.* [6], XX, 7; 1890.

Neutralisation :

Ce composé solide + NaOH dissoute......... $+\ 7^{Cal},5$

NITROCAMPHRE (PHÉNOL).

$C^{10}H^{15}(AzO^2)O = 197.$

$C^{10} + H^{15} + Az + O^3 = C^{10}H^{15}AzO^3$ crist..... $+125^{Cal},2$

Combustion : $+1335,3$.

Valeur déduite de la combustion de l'hydrate :

$C^{10}H^{15}(AzO^2)^2O.H^2O$...................... $+1334^{Cal},3$

B. et PET., *A.* [6], XX, 19 ; 1890.

Dissolution : $-1^{Cal},8$.

Hydrate. Dissolution : $-2^{Cal},8$.

D'où résulte :

$C^{10}H^{15}(AzO^2)O + H^2O$ liquide.............. $+\ 1^{Cal},0$

Neutralisation :

$C^{10}H^{15}(AzO^2)O$ solide + NaOH dissoute.... $+\ 10^{Cal},9$
$C^{10}H^{15}(AzO^2)O$ dissous + NaOH dissoute.. $+\ 12^{Cal},7$

La formation du nitrocamphre à fonction phénolique, depuis le camphre et l'acide azotique, surpasserait celle du camphre nitré proprement dit de $+36^{Cal},1$. Cette différence est si grande que l'on peut se demander si les deux corps sont réellement isomères.

CAMPHRE CYANÉ.

$C^{10}H^{15}CyO = 177.$

$C^{10} + H^{15} + Az + O = C^{10}H^{15}AzO$ crist....... $+\ 58^{Cal},5$

Combustion : $+1496,3$.

B. et PET., *A.* [6], XX, 12; 1890.

$C^{11}H^{15}AzO$ sol. + NaOH en excès (dissous)... $-\ 1,2$



ALDÉHYDES.

—

QUATRIÈME SOUS-DIVISION.

QUINONS.

QUINON.

$C^6H^4O^2 = 108.$

$C^6 + H^4 + O^2 = C^6H^4O^2$ cristallisé.... $+47^{Cal},0$ dissous.... $+43^{Cal},0$

Combustion : +654,6. B. et Loug., *A.* [6], XIII, 333; 1889.

+659,0 B. et Rec., *A.* [6], XIII, 309; 1888.

Moyenne : +656,8

Dissolution : $-4^{Cal},0$. B., *A.* [6], VII, 204; 1886.

$C^6H^4O^2$ cristallisé + NaOH diss.	+31,4
» + 2ᵉ NaOH diss.	+ 2,7
Total.	+34,1

B. et Wr., *A.* [6], VII, 112; 1886.

Ces chiffres varient un peu, de 32,6 à 34,1. Ils répondent à une transformation profonde. On a opéré dans une atmosphère d'azote.

QUINON VERT.

$C^{12}H^{10}O^4 = 218.$

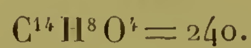
$C^6H^4O^2$ crist. + $C^6H^6O^2$ crist. = $C^6H^4O^2.C^6H^6O^2$ (quinon vert) crist. $+9^{Cal},1$

$C^6H^4O^2$ diss. + $C^6H^6O^2$ (hydroquinon) diss. = composé dissous.. $+0^{Cal},5$

Les deux composants dissous forment le quinon vert cristallisé, en dégageant : +16,75.

B., *A.* [6], VII, 204; 1886.

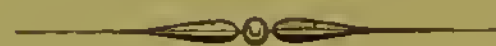
ALIZARINE.



$$C^{14}H^8O^4 = 240.$$

$C^{14}H^8O^4$ cristallisée	+ NaOH dissoute............	+5,15
»	+ 2ᵉ NaOH..................	+0,65
		+5,80

B., *A.* [6], VII, 208; 1890.



QUATRIÈME DIVISION.

ACIDES.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

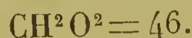
ACIDES A FONCTION SIMPLE.

CHAPITRE I.

ACIDES MONOBASIQUES.

Première section. — ACIDES RENFERMANT UN ATOME DE CARBONE.

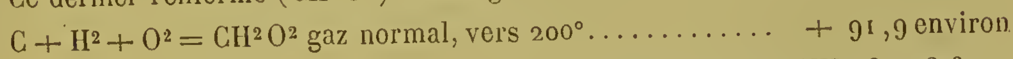
ACIDE FORMIQUE.



$CH^2O^2 = 46$.

		Cal
$C + H^2 + O^2 = CH^2O^2$	crist.	+104,0
»	liquide	+101,5
»	dissous	+101,6
»	gaz, vers 100°	+ 96,7

Ce dernier renferme $(CH^2O^2)^2$ mélangé.



$C + H^2 + O^2 = CH^2O^2$ gaz normal, vers 200° .... + 91,9 environ

B., *A.* [6], XXVIII, 137; 1893.

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 314; 1892.



$2CH^2O^2$ gaz $= (CH^2O^2)^2$ gaz, environ .... + 14^Cal^,4

Voir le présent Volume, page 130.

Combustion : CH^2O^2 liq. + O = $CO^2 + H^2O$: + $61^{Cal},7$.
Chaleur spécifique moléculaire moyenne, liquide : 25,4 (15°-85°).
Chaleur de vaporisation : $4^{Cal},77$.

Ce nombre répond à un gaz renfermant des molécules polymérisées. — *Voir* plus loin Acide acétique.

Température de fusion : +8°,6 (B.).
Chaleur de fusion : $2^{Cal},42$.

Dissolution : CH^2O^2 solide, à 7° + eau : —2,35.
» CH^2O^2 liquide, à 7° : +0,08.

B., *A.* [5], IV, 82 ; 1875.

Formiates : Voir les Métaux.

Éthers.

ÉTHER MÉTHYLFORMIQUE.

$C^2H^4O^2$ ou $CH^3(CHO^2) = 60$.

		Cal
$C^2 + H^4 + O^2 = C^2H^4O^2$	gaz....................	+ 87,9
»	liquide............ ...	+ 94,8
»	dissous...............	+ 95,9

B. et Og., *A.* [5], XXIII, 204 ; 1881.

Combustion : +$238^{Cal},7$ (gaz).
Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (13°-29°) : 31,0.
Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},9$ (B. et Og.).
Dissolution : $C^2H^4O^2$ + eau, à 15° : +1,13.

ÉTHER ÉTHYLFORMIQUE.

$C^3H^6O^2$ ou $C^2H^5(CHO^2) = 74$.

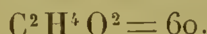
		Cal
$C^3 + H^6 + O^2 = C^3H^6O^2$	gaz....................	+101,9
»	liquide..	+109,3
»	dissous...............	+111,4

B. et Og., *A.* [5], XXIII, 208 ; 1881.

Combustion : +388,0 (gaz).
Ce nombre semble trop faible.
Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (14°-49°) : 37,7.
Vaporisation : $7^{Cal},43$.
Dissolution, à 10° : +$2^{Cal},1$.

Deuxième section. — ACIDES RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ACÉTIQUE.

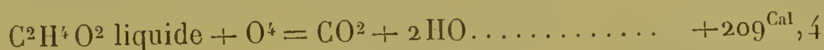


$C^2H^4O^2 = 60.$

		Cal
$C^2 + H^4 + O^2 = C^2H^4O^2$	cristallisé	$+119,7$
»	liquide	$+117,2$
»	dissous	$+117,6$
»	gaz, vers 120° mêlé de $(C^2H^4O^2)^2$.	$+112,1$
»	gaz normal, vers 250°	$+107,3$

B. et Mat., *A.* [6], XXVII, 318; 1892.
Voir le présent Volume, page 131.

Chaleur de combustion :



$C^2H^4O^2$ liquide $+ O^4 = CO^2 + 2HO$ .... $+209^{Cal},4$

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 27,6 (5°-20°) (R.).

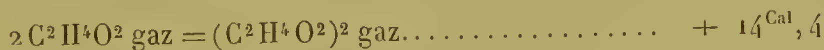
Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 31,3 (26°-96°) (B.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse (118°-240°) : $150,3 - 0,467\,t$.

Chaleur spécifique moléc. gazeuse, moyenne (260°-300°) : 28,5.

B. et Og., *A.* [5], XXX, 406; 1883.

Entre 118° et 260°, il se produit une transformation moléculaire de l'acide acétique, répondant au changement de densité de la vapeur. Celle-ci représente au début une molécule en grande partie doublée $(C^2H^4O^2)^2$. Mais elle est résolue en molécules simples, par l'élévation de température.



$2C^2H^4O^2$ gaz $= (C^2H^4O^2)^2$ gaz .... $+ 14^{Cal},4$

Chaleur de vaporisation, à 118° : $5^{Cal},09$.

B. et Og., *A.* [5], XXX, 406; 1883.

Dissolution : $C^2H^4O^2 +$ eau, en grande quantité.

		Cal
$C^2H^4O^2$ liquide, vers 7°		$+ 0,40$
»	à 23°	$+ 0,24$
$C^2H^4O^2$ cristallisé, à 7°		$- 2,13$

Les premières quantités d'eau ajoutées à l'acide acétique liquide produisent une absorption de chaleur, soit pour H^2O additionnelle, à 22° : —0,14.

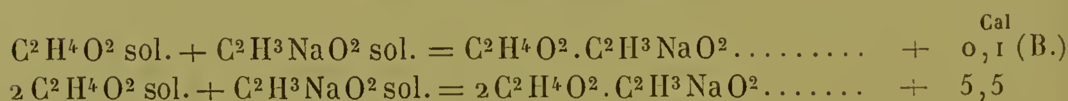
LUDEKING, *An. Wie.* [2], XXVII, 72; 1886.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},53$.

B., *A.* [5], IV, 94; 1875.

Acétates : Voir les Métaux.

Sels acides cristallisés.

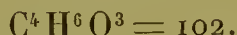


		Cal
$C^2H^4O^2$ sol. + $C^2H^3NaO^2$ sol. = $C^2H^4O^2.C^2H^3NaO^2$	+	0,1 (B.)
2 $C^2H^4O^2$ sol. + $C^2H^3NaO^2$ sol. = 2 $C^2H^4O^2.C^2H^3NaO^2$	+	5,5

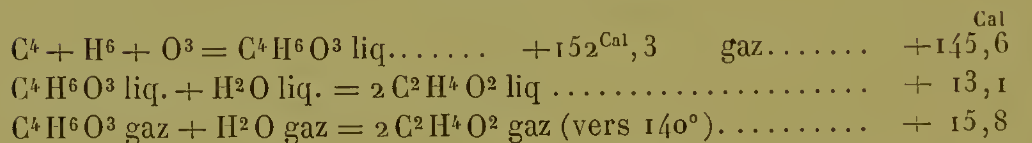
CHLORURE ACIDE.

Voir Aldéhyde, p. 521.

ANHYDRIDE.



$C^4H^6O^3 = 102$.



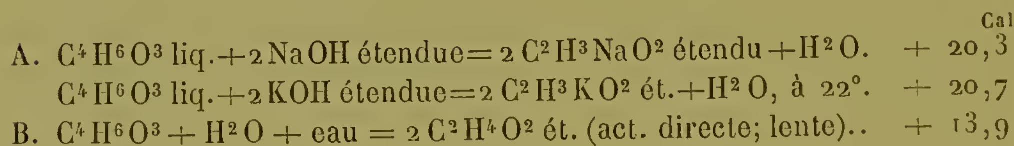
		Cal
$C^4 + H^6 + O^3 = C^4H^6O^3$ liq....... $+152^{Cal},3$	gaz.......	+145,6
$C^4H^6O^3$ liq. + H^2O liq. = 2 $C^2H^4O^2$ liq		+ 13,1
$C^4H^6O^3$ gaz + H^2O gaz = 2 $C^2H^4O^2$ gaz (vers 140°).........		+ 15,8

B. et LOUG., *A.* [5], VI, 294; 1875.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (+23° à +122°) : 22,2.
Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},74$.

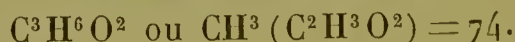
B., *A.* [5], XII, 534; 1877.

Chaleur de combustion : +431,9.
Réactions mesurées :



		Cal
A.	$C^4H^6O^3$ liq. + 2 NaOH étendue = 2 $C^2H^3NaO^2$ étendu + H^2O.	+ 20,3
	$C^4H^6O^3$ liq. + 2 KOH étendue = 2 $C^2H^3KO^2$ ét. + H^2O, à 22°.	+ 20,7
B.	$C^4H^6O^3 + H^2O$ + eau = 2 $C^2H^4O^2$ ét. (act. directe; lente)..	+ 13,9

ÉTHER MÉTHYLACÉTIQUE.



$C^3H^6O^2$ ou $CH^3(C^2H^3O^2) = 74$.



$C^3 + H^6 + O^2 = C^3H^6O^2$ liq .... $+ 94^{Cal},6$

Chaleur de combustion : +395,3.

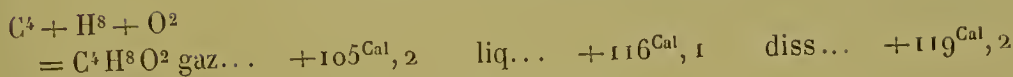
F. et SILB., *A.* [3], XXXIV, 441; 1852.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},95$ (Schiff).

ÉTHER ÉTHYLACÉTIQUE.



$C^4H^8O^2$ ou $C^2H^5(C^2H^3O^2) = 88$.



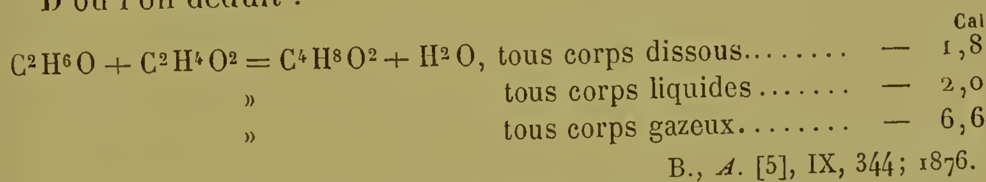
$C^4 + H^8 + O^2$
$= C^4H^8O^2$ gaz... $+105^{Cal},2$ liq... $+116^{Cal},1$ diss... $+119^{Cal},2$

Combustion, liquide : $+537,1$ (calculée).
Chaleur spécifique moléculaire, à $-30°$: $43,8$ (R.).
Id. à $+60°$: $51,9$.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse : $24,1 + 0,0765\,t$ (Wie).
Chaleur de vaporisation : $10^{Cal},9$ (R.).
Réactions mesurées :

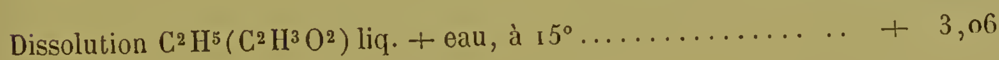
I et II. Réactions du chlorure acétique sur l'eau et sur l'alcool absolu.
III et IV. Dissolution de HCl dans l'eau et dans l'alcool.
V. Dissolution de l'éther acétique dans l'alcool.

D'où l'on déduit :



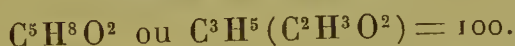
		Cal
$C^2H^6O + C^2H^4O^2 = C^4H^8O^2 + H^2O$,	tous corps dissous........	$-\ 1,8$
»	tous corps liquides........	$-\ 2,0$
»	tous corps gazeux........	$-\ 6,6$

B., *A.* [5], IX, 344 ; 1876.



Dissolution $C^2H^5(C^2H^3O^2)$ liq. + eau, à 15°.................. .. $+\ 3,06$

ÉTHER ALLYLACÉTIQUE.



$C^5H^8O^2$ ou $C^3H^5(C^2H^3O^2) = 100$.

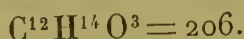


$C^5 + H^8 + O^2 = C^5H^8O^2$ liquide.............................. $+\ 91^{Cal},7$

Combustion : $+655,8$.

Loug., *A.* [6], VIII, 132 ; 1886.

ÉTHER EUGÉNOLACÉTIQUE.



$C^{12}H^{14}O^3 = 206$.



$C^{12} + H^{14} + O^3 = C^{12}H^{14}O^3$ crist.............................. $+116^{Cal},1$

Combustion : $+1498,5$.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420

ÉTHER ISOEUGÉNOLACÉTIQUE.



$C^{12} + H^{14} + O^3 = C^{12}H^{14}O^3$ crist. . . . . $+125^{Cal},6$

Combustion : $+1489,0$.

St.

ÉTHER CÉTYLACÉTIQUE.



$$C^{18}H^{36}O^2 \text{ ou } C^{16}H^{33}(C^2H^3O^2) = 284.$$



$C^{18} + H^{36} + O^2 = C^{18}H^{36}O^2$ crist. . . . . $+219^{Cal},1$

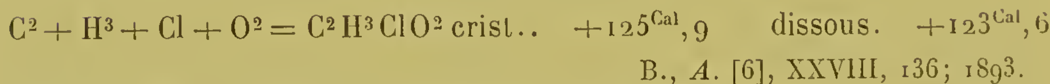
Combustion : $+2720,3$.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

ACIDE ACÉTIQUE CHLORÉ.



$$C^2H^3ClO^2 = 94,5.$$



$C^2 + H^3 + Cl + O^2 = C^2H^3ClO^2$ crist. . $+125^{Cal},9$ dissous. $+123^{Cal},6$

B., *A.* [6], XXVIII, 136; 1893.

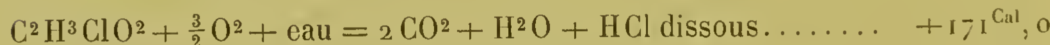


$C^2H^4O^2$ crist. $+ Cl^2$ gaz $= C^2H^3ClO^2$ crist. $+ HCl$ gaz. . . . . $+28^{Cal},2$

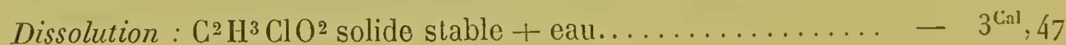
Cet acide se présente sous deux états : l'un instable, fusible à 52°; l'autre stable, fusible à 63°. Le premier se change dans le second en dégageant : $+0^{Cal},65$.

Tanatar, *J. Ch. Soc.* (Abstracts.), LXIV, [1], 624; 1893.

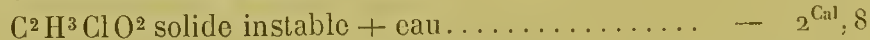
Combustion :



$C^2H^3ClO^2 + \frac{3}{2}O^2 +$ eau $= 2CO^2 + H^2O + HCl$ dissous. . . . . $+171^{Cal},0$



Dissolution : $C^2H^3ClO^2$ solide stable + eau. . . . . $-3^{Cal},47$



$C^2H^3ClO^2$ solide instable + eau. . . . . $-2^{Cal},8$



Neutralisation : $C^2H^3ClO^2$ dissous + NaOH dissoute. . . . . $+14^{Cal},4$

Loug., *A.* [5], XVII, 252; 1879.



$C^2H^3ClO^2$ diss. $+ AzH^3$ diss . . . . $+12,7$

Rivals, *C. R.*, CXXII, 617; 1896.

ÉTHER CHLORACÉTIQUE.



$$C^4H^7ClO^2 \text{ ou } C^2H^5.C^2H^2ClO^2 = 122,5.$$

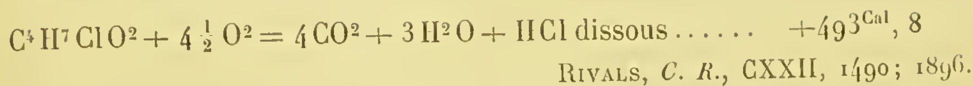


$C^4 + H^7 + Cl + O^2 = C^4H^7ClO^2$ liq . . . . $+129^{Cal},7$



$C^2H^3ClO^2$ liq. $+ C^2H^6O$ liq. $= C^4H^7ClO^2$ liq. $+ H^2O$ liq . . . . $+2,9$

Combustion :



$C^4H^7ClO^2 + 4\frac{1}{2}O^2 = 4CO^2 + 3H^2O + HCl$ dissous ...... $+493^{Cal},8$

RIVALS, *C. R.*, CXXII, 1490; 1896.

ACIDE ACÉTIQUE DICHLORÉ.

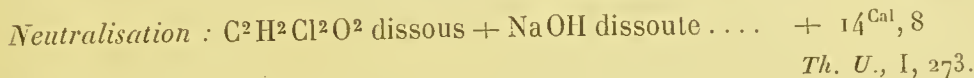


$C^2H^2Cl^2O^2 = 129.$



Dissolution : $C^2H^2Cl^2O^2$ + eau .... $+ 1^{Cal},12$

PICKERING, *J. Ch. Soc.*, LXVII, 683.



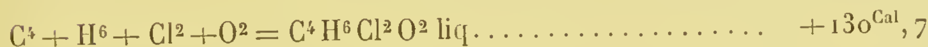
Neutralisation : $C^2H^2Cl^2O^2$ dissous + NaOH dissoute .... $+ 14^{Cal},8$

Th. U., I, 273.

ÉTHER DICHLORACÉTIQUE.

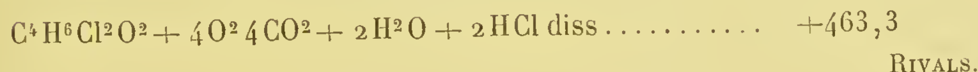


$C^4H^6Cl^2O^2$ ou $C^2H^5.C^2HCl^2O^2 = 157.$



$C^4 + H^6 + Cl^2 + O^2 = C^4H^6Cl^2O^2$ liq .... $+130^{Cal},7$

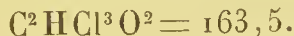
Combustion :



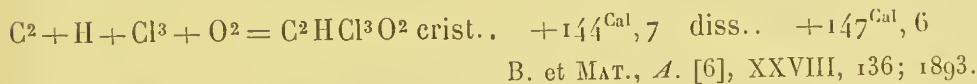
$C^4H^6Cl^2O^2 + 4O^2\ 4CO^2 + 2H^2O + 2HCl$ diss .... $+463,3$

RIVALS.

ACIDE ACÉTIQUE TRICHLORÉ.



$C^2HCl^3O^2 = 163,5.$



$C^2 + H + Cl^3 + O^2 = C^2HCl^3O^2$ crist.. $+144^{Cal},7$ diss.. $+147^{Cal},6$

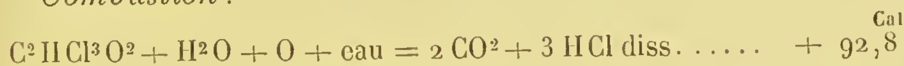
B. et MAT., *A.* [6], XXVIII, 136; 1893.



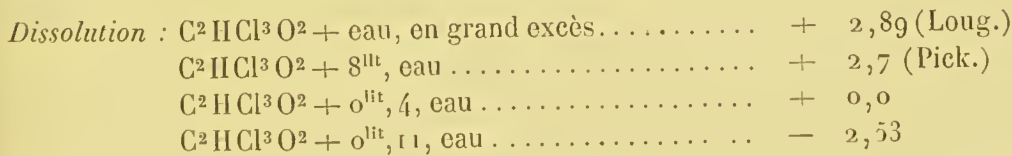
$C^2H^4O^2$ crist. $+ 3Cl^2$ gaz

$= C^2HCl^3O^2$ crist. $+ 3HCl$ gaz .... $+91,0$ ou $+ 30,3 \times 3$

Combustion :



$C^2HCl^3O^2 + H^2O + O$ + eau $= 2CO^2 + 3HCl$ diss. ..... $+ 92^{Cal},8$



Dissolution : $C^2HCl^3O^2$ + eau, en grand excès .... $+ 2,89$ (Loug.)
$C^2HCl^3O^2 + 8^{lit}$, eau .... $+ 2,7$ (Pick.)
$C^2HCl^3O^2 + 0^{lit},4$, eau .... $+ 0,0$
$C^2HCl^3O^2 + 0^{lit},11$, eau .... $- 2,53$

Ainsi la dilution de la solution concentrée dégage beaucoup de chaleur. Ce dégagement varie en sens inverse de la distance moyenne des molécules.

		Cal
$C^2HCl^3O^2$ dissous + NaOH dissoute	....	+ 14,06
	Loug., *A.* [5], XVII, 253; 1879.	
» + KOH dissoute	....	+ 14,24
» + AzH^3 diss.	....	+ 13,1 (Riv.)

Dissolution : $C^2NaCl^3O^2$ + eau .... + 1,74 (Loug.)

Formation du sel solide :



$C^2HCl^3O^2$ sol. + NaOH sol. = $C^2NaCl^3O^2$ sol. + H^2O sol. + 26,6

ÉTHER TRICHLORACÉTIQUE.



$C^4H^5Cl^3O^2$ ou $C^2H^5.C^2Cl^3O^2 = 191,5$.

$C^4 + H^5 + Cl^3 + O^2 = C^4H^5Cl^3O^2$ liq .... $+147^{Cal},6$

$C^2HCl^3O^2$ sol. + C^2H^6O liq. = $C^4H^5Cl^3O^2$ liq. + H^2O liq . + $2^{Cal},0$

Réaction mesurée :

Action du chlorure acide sur l'alcool.

RIVALS.

ACIDE ACÉTIQUE BROMÉ.



$C^2H^3BrO^2 = 139$.

Dissolution : $C^2H^3BrO^2$ + eau .... — $3^{Cal},06$ (Pick.)

ACIDE ACÉTIQUE BIBROMÉ.



$C^2H^2Br^2O^2 = 218$.

Dissolution : $C^2H^2Br^2O^2$ + eau .... + $2^{Cal},8$ (Pick.)

ACIDE ACÉTIQUE TRIBROMÉ.



$C^2HBr^3O^2 = 297$.

Dissolution : $C^2HBr^3O^2$ + eau .... + $1^{Cal},12$ (Pick.)

Troisième section. — ACIDES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PROPIONIQUE.



$C^3H^6O^2 = 74$.

$C^3 + H^6 + O^2$

$= C^3H^6O^2$ gaz. $+112^{Cal},5$ liq. $+122^{Cal},5$ diss. $+123^{Cal},1$

Combustion : +367,4.

St., *J. pr. Ch.*, L; 1894.

Chaleur de vaporisation : $+10^{Cal},0$.

Schall., *Ber. Ch. Ges. für* 1884; 2199.

Dissolution : $C^3H^6O^2$ + eau .... $+ 0^{Cal},62$

Massol, *C. R.*, CXII, 1136; 1891.

Neutralisation : $C^3H^6O^2$ diss. + NaOH dissoute.............. $+ 13^{Cal},5$

Th. U., I, 271.

$C^3H^6O^2$ dissous + KOH dissoute.............................. + 13,0

Tanatar.

2 $C^3H^6O^2$ dissous + $\frac{1}{2}$BaO dissoute.............................. + 26,8

B., *A.* [5], VI, 327; 1875.

Dissolution des sels :

$C^3H^5KO^2$ + eau.............................. + 3,02
$C^3H^5NaO^2$ + eau.............................. + 3,05

Massol.

$(C^6H^5O^2)^2Ba$ + eau.............................. + 6,87

B., *A.* [5], VI, 330; 1875.

Formation des sels solides :

$C^3H^6O^2$ liq. + KOH sol. = $C^3H^5KO^2$ sol. + H^2O liq............ + 23,1
$C^3H^6O^2$ liq. + NaOH sol. = $C^3H^5NaO^2$ sol. + H^2O liq.......... + 20,9
2 $C^3H^6O^2$ liq. + BaO.H^2O sol.
= $(C^3H^5O^2)^2$ Ba sol. + 2 H^2O liq.............. +31,4 ou + 15,7×2

ANHYDRIDE.



$C^6H^{10}O^3$ = 130.

$C^6 + H^{10} + O^3 = C^6H^{10}O^3$ liquide.............................. $+163^{Cal},7$

Combustion : +747,1.

Loug., *C. R.*, CI; 1062; 1885.

ACIDE PROPIONIQUE BIBROMÉ.



$C^3H^4Br^2O^2$ = 232.

Tanatar, *J. Ch. Soc.* (Abstracts.), LXIV, (1), 625; (2), 358; 1893.

Deux modifications : l'une β, fusible à 51°, instable; l'autre α, fusible à 63°, stable. La première se change dans la seconde, en dégageant : $+0^{Cal},5$.

Dissolution : $C^3H^4Br^2O^2\alpha$ + eau, à 13°.............................. $+ 1^{Cal},64$

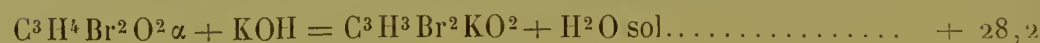
Neutralisation : $C^3H^4Br^2O^2$ α diss. + KOH diss................ + 14,85
» $C^3H^4Br^2O^2$ β diss. + KOH diss................ + 15,4

L'addition d'un excès d'acide α, dans les dissolutions très étendues de son sel K, est sans effet sensible.

Dissolution des sels α :

	Cal
$C^3H^3Br^2KO^2$ + eau	+ 0,52
$C^3H^3Br^2KO^2.H^2O$ + eau	— 2,9
$C^3H^3Br^2KO^2.C^3H^4Br^2O^2$ crist. + eau	— 7,9

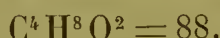
Formation du sel solide :



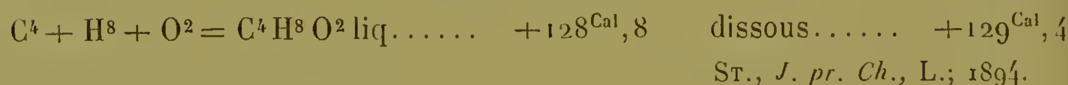
$C^3H^4Br^2O^2\alpha + KOH = C^3H^3Br^2KO^2 + H^2O$ sol .... + 28,2

Quatrième section. — ACIDES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE BUTYRIQUE NORMAL.



$C^4H^8O^2 = 88.$



$C^4 + H^8 + O^2 = C^4H^8O^2$ liq...... $+128^{Cal},8$ dissous...... $+129^{Cal},4$

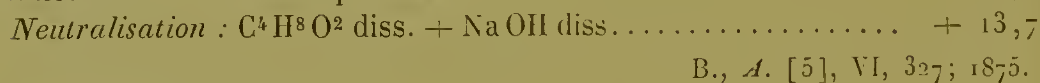
St., *J. pr. Ch.*, L.; 1894.

Température d'ébullition : +163°.
Combustion : +524,4.
Chaleur de fusion, à 0° : $2^{Cal},5$.

Guillot, Thèse de l'Éc. de Ph. de Montpellier.



Dissolution : $C^4H^8O^2$ liq. + eau .... + 0,6



Neutralisation : $C^4H^8O^2$ diss. + NaOH diss .... + 13,7

B., *A.* [5], VI, 327; 1875.

Dissolution des sels :







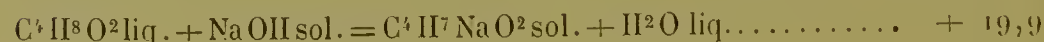
	Cal
$C^4H^7NaO^2$ + eau	+ 4,24
$C^4H^7NaO^2.\frac{1}{2}H^2O$ + eau	+ 3,66
$C^4H^7NaO^2.3H^2O$ + eau	+ 3,44

B., *A.* [5], VI, 430; 1875.

$(C^4H^7O^2)^2Ca.H^2O$ diss. dans $200H^2O$	— 8,3
La dissolution saturée à froid + eau en grande quantité	— 2,5
Donc la dilution dégage	+ 5,8

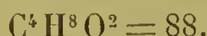
Chancel et Parmentier, *C. R.*, CIV, 474; 1887.

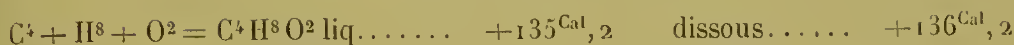
Formation du sel solide :



$C^4H^8O^2$liq. + NaOHsol. = $C^4H^7NaO^2$sol. + H^2O liq .... + 19,9

ACIDE ISOBUTYRIQUE.


$C^4H^8O^2 = 88.$


$C^4 + H^8 + O^2 = C^4H^8O^2$ liq....... $+135^{Cal},2$ dissous...... $+136^{Cal},2$

Combustion : $+518$.

LOUG., *A.* [6], XI, 223; 1887.


Dissolution : $C^4H^8O^2$ liq. + eau.............................. $+ 1^{Cal},0$


Neutralisation : $C^4H^8O^2$ diss. + NaOH dissoute................ $+ 14,0$

GAL et WR., *C. R.*, CIII, 806, 871; 1886.


Dissolution du sel $(C^4H^7O^2)^2Ca.5H^2O$........................ $- 3,1$


La dissolution saturée à froid + eau en grande quantité......... $- 2,5$


Donc la dilution dégage....................................... $+ 0,6$

CHANCEL et PARMENTIER, *C. R.*, CIV, 474; 1887.

ÉTHER MÉTHYLBUTYRIQUE.


$C^5H^{10}O^2$ ou $CH^3(C^4H^7O^2) = 102.$


$C^5 + H^{10} + O^2 = C^5H^{10}O^2$ liq...................................... $+123^{Cal},1$

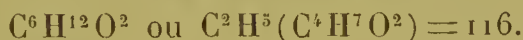
Combustion : $+693,4$.

F. et SILB., *A.* [3], XXXIV, 441; 1852.

Chaleur de vaporisation : $7^{Cal},9$.

SCHIFF, *Ann. de Lieb.*, CCXXXIV, 338; 1886.

ÉTHER ÉTHYLBUTYRIQUE.


$C^6H^{12}O^2$ ou $C^2H^5(C^4H^7O^2) = 116.$


$C^6 + H^{12} + O^2 = C^6H^{12}O^2$ liq.................................. $+128^{Cal},5$

Combustion : $+851,3$.

LOUG., *A.* [6], VIII, 130; 1886.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},3$ (Schiff).

ÉTHER ÉTHYLISOBUTYRIQUE.


$C^6 + H^{12} + O^2 = C^6H^{12}O^2$ liq.................................. $+134^{Cal},1$

Combustion : $+845,7$.

LOUG., *A.* [6], VIII, 131; 1886.

ACIDE CROTONIQUE.



$C^4H^6O^2 = 86.$



$C^4 + H^6 + O^2 = C^4H^6O^2$ sol....... $+105^{Cal},7$ liquide...... $+103^{Cal},5$

Combustion : +478,5.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Température de fusion : +67°,4.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},2$.

BRUNER.

ACIDE TÉTROLIQUE.



$C^4H^4O^2 = 84.$



$C^4 + H^4 + O^2 = C^4H^4O^2$ liq.................................. $+ 62^{Cal},5$

Combustion : +452,7.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Cinquième section. — ACIDES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.



$C^5H^{10}O^2 = 102.$ Plusieurs isomères.

ACIDE NORMAL.



$C^5 + H^{10} + O^2 = C^5H^{10}O^2$ liq.................................... $+134^{Cal},7$

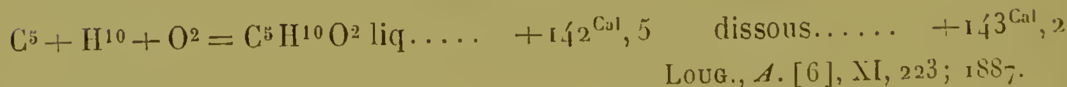
Combustion : +681,8.

St., *J. pr. Ch.*, L; 1894.

ACIDE VALÉRIQUE ORDINAIRE (ISO).



$C^5H^{10}O^2 = 102.$

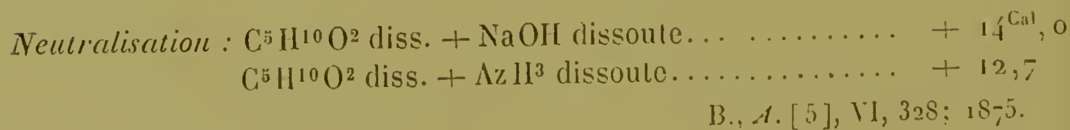


$C^5 + H^{10} + O^2 = C^5H^{10}O^2$ liq..... $+142^{Cal},5$ dissous...... $+143^{Cal},2$

LOUG., *A.* [6], XI, 223; 1887.

Combustion : +674,0.

Dissolution : +0,7.



Neutralisation : $C^5H^{10}O^2$ diss. + NaOH dissoute.............. $+ 14^{Cal},0$

$C^5H^{10}O^2$ diss. + AzH^3 dissoute................ $+ 12,7$

B., *A.* [5], VI, 328; 1875.

SELS.

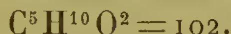
	Cal
{ $C^5H^9NaO^2$ + eau, à 9°	+ 7,35
{ $C^6H^9NaO^2 . 1\frac{1}{2}H^2O$	+ 4,20
$C^5H^{10}O^2$ liquide + NaOH solide = $C^5H^9NaO^2$ sol. + H^2O liquide	+ 17,2
$C^5H^{10}O^2 . AzH^3$ + eau, à 11°	+ 3,71
$C^5 + H^{13} + Az + O^2 = C^5H^{10}O^2 . AzH^3$ crist	+ 173,2

Sel acide :

$3C^5H^{10}O^2 . AzH^3$ + eau	— 0,1

B.

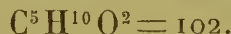
ACIDE ISOPROPYLACÉTIQUE.


$C^5H^{10}O^2 = 102.$

$C^5H^{10}O^2$ liq. + eau, à 11°	+ 1,17
$C^5H^{10}O^2$ dissous + NaOH dissoute	+ 14,4

GAL. et WR., *C. R.*, CIII, 807; 1886.

ACIDE DE LA VALÉRIANE.


$C^5H^{10}O^2 = 102.$

$C^5H^{10}O^2$ dissous + AzH^3 dissoute	+ 12,6

B., *A.* [5], VI, 328; 1875.

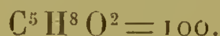
ACIDE TRIMÉTHYLACÉTIQUE.


$C^5H^{10}O^2 = 102.$

$C^5H^{10}O^2$ crist. + eau, à 11°	+ 0,34
Neutralisation : $C^5H^{10}O^2$ diss. + KOH dissoute	+ 13,6
$C^5H^9KO^2$ sol. + eau, à 16°	+ 7,35
$C^5H^{10}O^2$ solide + KOH solide = $C^5H^9KO^2$ solide + H^2O solide	+ 20,4

B., *A.* [5], IV, 98; 1875.

ACIDE ANGÉLIQUE.

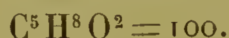

$C^5H^8O^2 = 100.$

$C^5 + H^8 + O^2 = C^5H^8O^2$ crist	+ 112^Cal^,4

Combustion : + 635,1.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

ACIDE TIGLIQUE.


$C^5H^8O^2 = 100.$


$C^5 + H^8 + O^2 = C^5H^8O^2$ crist. $+120^{Cal},9$

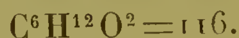
Combustion : $+626,6$.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Sixième section. — ACIDES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Acides hexyliques.

ACIDE CAPROÏQUE.


$C^6H^{12}O^2 = 116.$


$C^6 + H^{12} + O^2 = C^6H^{12}O^6$ liquide . . . . $+149^{Cal},6$

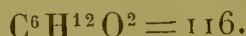
Combustion : $+830,2$.

Loug., *A.* [5], XXV, 140; 1882.


$C^6H^{12}O^2$ liquide + NaOH dissoute. . . . . $+ 14,7$

Gal et Wr., *C. R.*, CIII, 806; 1886.

ACIDE ISOBUTYLACÉTIQUE.


$C^6H^{12}O^2 = 116.$


$C^6 + H^{12} + O^2 = C^6H^{12}O^2$ liq. . . . . $+142^{Cal},8$

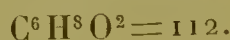
Combustion : $+837,5$.

St., *J. pr. Ch.*, L; 1894.


Neutralisation : $C^6H^{12}O^2$ liq. + NaOH dissoute . . . $+ 14^{Cal},5$

Gal. et Wr.

ACIDE SORBIQUE.


$C^6H^8O^2 = 112.$


$C^6 + H^8 + O^2 = C^6H^8O^2$ cristallisé. . . . . $+112^{Cal},9$

Combustion : $+728,9$.

Ossipoff.


$C^6H^8O^2$ dissous + NaOH dissoute. . . . . $+ 12^{Cal},9$

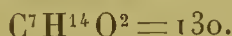
Gal. et Wr.

Septième section. — ACIDES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Acides heptyliques.

Plusieurs isomères.

ACIDE ÉTHYLPROPYLACÉTIQUE.

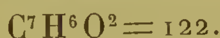

$C^7H^{14}O^2 = 130$.

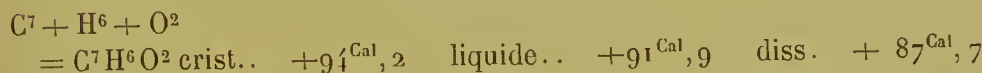

$C^7 + H^{14} + O^2 = C^7H^{14}O^2$ liq. . . . . $+148^{Cal},4$

Combustion : +994,7.

St., *J. pr. Ch.*, L.; 1894.

ACIDE BENZOÏQUE.


$C^7H^6O^2 = 122$.


$C^7 + H^6 + O^2$
$= C^7H^6O^2$ crist. . $+94^{Cal},2$ liquide. . $+91^{Cal},9$ diss. $+87^{Cal},7$

Combustion :

	+771,7	B. et Loug., *A.* [6], XIII, 330; 1888.
	+774,1	B. et Rec., *A.* [6], XIII, 313; 1888.
Moyenne. . . .	+772,9	

Dissolution : $-6^{Cal},5$ environ.

B., *A.* [4], XXIX, 346; 1873.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},34$.

Hess., *Annalen der Physik*, [2], XXXV, 425.

Dissolution dans nCH^4O, vers 13°	—	$2^{Cal},9$
» dans nC^2H^6O, vers 13°	—	2,7
» dans nC^3H^8O, vers 13°	—	3,0

Timofeïew., *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

Neutralisation : $C^7H^6O^2$ diss. + KOH dissoute	+	13,6
» + NaOH dissoute	+	13,7
» + $\frac{1}{2}$CaO dissoute	+	13,9
» + AzH^3 dissoute	+	12,3

B., *A.* [4], XXIX, 347; 1873.

Sels :

	Dissolution du sel.
$C^7H^5KO^2$ + eau	— 1,5
$C^7H^5NaO^2$ + eau	+ 0,8
$(C^7H^5O^2)^2Ca$ + eau . . . . +4,7 ou	+ 2,35×2
$C^7H^6O^2.AzH^3$ + eau	— 2,7
$C^7 + H^9 + Az + O^2 = C^7H^6O^2.AzH^3$ crist.	+123,7

Formation des sels, tous corps solides :

	Cal
$C^7H^6O^2 + KOH = C^7H^5KO^2 + H^2O$	+ 22,4
$C^7H^6O^2 + NaOH = C^7H^5NaO^2 + H^2O$	+ 17,5
$2C^7H^6O^2 + CaO.H^2O = (C^7H^5O^2)^2Ca + 2H^2O$. + 15,8 ou	+ 7,9×2
$C^7H^6O^2 + AzH^3$ gaz $= C^7H^6O^2.AzH^3$	+ 17,3
$C^7H^6O^2$ diss. dans l'alcool. absolu + C^2H^5NaO diss. dans l'alcool $= C^7H^5NaO^2$ diss. dans l'alcool + C^2H^6O	+ 6,45

DEVENTER et REICHER.

ACIDE CHLOROBENZOÏQUE.

$$C^7H^5ClO^2 = 156,5.$$

	Cal
$C^7 + H^5 + Cl + O^2 = C^7H^5ClO^2$ crist.	+103,0
$C^7H^6O^2$ sol. + $Cl^2 = C^7H^5ClO^2$ sol. + HCl gaz	+ 31,6

RIVALS, *C. R.*, CXXII, 480, 617; 1896.

Réactions mesurées. — Chaleur de combustion.

	Cal
Dissolution : $C^7H^5ClO^2$ + eau	— 6,2
Neutralisation : $C^7H^5ClO^2$ diss. + KOH diss	+ 15,5
$C^2H^5ClO^2$ diss. + AzH^3 diss	+ 13,1
$C^7H^5ClKO^2.\frac{1}{2}H^2O$ + eau	+ 0,36

ACIDE NITROBENZOÏQUE.

$$C^7H^5AzO^4 \quad \text{ou} \quad C^7H^5(AzO^2)O^2 = 167.$$

$C^7 + H^5 + Az + O^4 = C^7H^5AzO^4$ crist. .... $+103^{Cal},2$

Combustion : +729,4.
Réactions mesurées :

$C^7H^6O^2$ crist. + AzO^3H liq. $= C^7H^5(AzO^2)O^2$ crist. + H^2O liq. $+ 36^{Cal},4$

B., *A.* [5], IX, 324; 1876.

L'acide ainsi obtenu est un mélange de plusieurs isomères.

Acide ortho.

$C^7 + H^5 + Az + O^4 = C^7H^5AzO^4$ crist. .... $+102^{Cal},2$

Combustion : +730,4.

MATIGNON et DELIGNY, *C. R.*, CXXI, 423.

Dissolution : $-5^{Cal},33$.

	Cal
Neutralisation : $C^7H^4AzO^4$ dissous + NaOH dissoute	+ 15,2
$C^7H^4NaAzO^4$ + eau	+ 3,9
$C^7H^5AzO^4 + NaOH = C^7H^4NaAzO^4 + H^2O$ sol	+ 18,1

ALEXEYEFF et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 717.

Acide para.

$C^7 + H^5 + Az + O^4 = C^7H^5AzO^4$ crist .... $103^{Cal},8$

Combustion : $+728,8$. MAT. et DELIGNY.

Dissolution de l'acide : $-8^{Cal},9$.

	Cal
Neutralisation : $C^7H^3AzO^4$ dissous + NaOH dissoute	+ 15,35
$C^7H^4NaAzO^4$ + eau	— 0,95
$C^7H^5AzO^4 + NaOH = C^7H^4NaAzO^4 + H^2O$ sol	+ 18,5

ALEXEYEFF et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 717.

Acide méta.

$C^7 + H^5 + Az + O^4 = C^7H^5AzO^4$ crist .... $+105^{Cal},6$

Combustion : $+727,0$. MAT. et DELIGNY.

Dissolution de l'acide : $-5^{Cal},6$. LOUG., *A.* [5], XVII, 257.

Neutralisation : $C^7H^5AzO^4$ dissous + NaOH dissoute	$+ 12^{Cal},8$
$C^7H^4NaAzO^4$ + eau	— 1,1
$C^7H^5AzO^4 + NaOH = C^7H^4NaAzO^4 + H^2O$ sol	+ 19,4

ALEXEYEFF et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 717.

ÉTHER MÉTHYLBENZOÏQUE.


$CH^3(C^7H^5O^2) = 136$.

$C^8 + H^8 + O^2 = C^8H^8O^2$ liq .... $+ 86^{Cal},8$

Combustion : $+944,0$. ST., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 4; 1887.

ÉTHER ÉTHYLBENZOÏQUE.


$C^2H^5(C^7H^5O^2) = 150$.

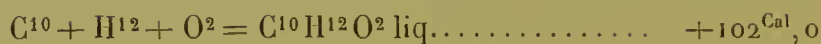
$C^9 + H^{10} + O^2 = C^9H^{10}O^2$ liq .... $+ 94^{Cal},4$

Combustion : $+1099,3$. ST., etc., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 5; 1887.

ÉTHER PROPYLBENZOÏQUE.



$$C^3H^7(C^7H^5O^2) = 164.$$



$C^{10} + H^{12} + O^2 = C^{10}H^{12}O^2$ liq............... $+102^{Cal},0$

Combustion : +1255,0.

St.

ÉTHER ISOBUTYLBENZOÏQUE.



$$C^4H^9(C^7H^5O^2) = 178.$$



$C^{11} + H^{14} + O^2 = C^{11}H^{14}O^2$ liq............... $+108^{Cal},3$

Combustion : +1412,0.

St.

ÉTHER AMYLBENZOÏQUE.



$$C^5H^{11}(C^7H^5O^2) = 192.$$



$C^{12} + H^{16} + O^2 = C^{12}H^{16}O^2$ liq............... $+113^{Cal},6$

Combustion : +1570,0.

St.

TRIBENZOYCINE.



$$C^3H^5(C^7H^5O^2)^3 = 404.$$



$C^{24} + H^{20} + O^6 = C^{24}H^{20}O^6$ crist............. $+232^{Cal},7$

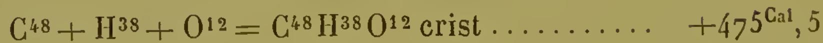
Combustion : +2720,5.

St.

MANNITE HEXABENZOÏQUE.



$$C^6H^8(C^7H^5O^2)^6 = 806.$$

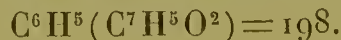


$C^{48} + H^{38} + O^{12} = C^{48}H^{38}O^{12}$ crist........... $+475^{Cal},5$

Combustion : +5361,9.

St.

ÉTHER PHÉNYLBENZOÏQUE.



$$C^6H^5(C^7H^5O^2) = 198.$$



$C^{13} + H^{10} + O^2 = C^{13}H^{10}O^2$ crist.............. $+59^{Cal},6$

Combustion : +1511,3.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

ÉTHER CRÉSYLBENZOÏQUE (PARA).


$C^7H^7(C^7H^5O^2) = 212.$


$C^{14} + H^{12} + O^2 = C^{14}H^{12}O^2$ crist. . . . . $+73^{Cal},2$

Combustion : +1661,0. St.

ÉTHER XYLÉNYLBENZOÏQUE (ORTHO).


$C^8H^9(C^7H^5O^2) = 226.$


$C^{15} + H^{14} + O^2 = C^{15}H^{14}O^2$ crist. . . . . $+82^{Cal},3$

Combustion : +1815,2. St.

ÉTHER PSEUDOCUMÉNYLBENZOÏQUE.


$C^9H^{11}(C^7H^5O^2) = 240.$


$C^{16} + H^{16} + O^2 = C^{16}H^{16}O^2$ crist. . . . . $+92^{Cal},0$

Combustion : +1968,8. St.

ÉTHER THYMYLBENZOÏQUE.


$C^{10}H^{13}(C^7H^5O^2) = 254.$


$C^{17} + H^{18} + O^2 = C^{17}H^{18}O^2$ crist. . . . . $+95^{Cal},6$

Combustion : +2128,5. St.

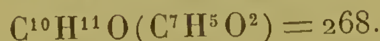
ÉTHER RÉSORCYLDIBENZOÏQUE.


$C^6H^4(C^7H^5O^2)^2 = 318.$


$C^{20} + H^{14} + O^4 = C^{20}H^{14}O^4$ crist. . . . . $+130^{Cal},6$

Combustion : +2238,4. St.

ÉTHER EUGÉNOLBENZOÏQUE.


$C^{10}H^{11}O(C^7H^5O^2) = 268.$


$C^{17} + H^{16} + O^3 = C^{17}H^{16}O^3$ crist. . . . . $+89^{Cal},8$

Combustion : +2065,3. St.

ÉTHER ISOEUGÉNOLBENZOÏQUE.


$C^{17} + H^{16} + O^3 = C^{17}H^{16}O^3$ crist. . . . . $+ 99^{Cal},0$

Combustion : $+2056,1$.

St.

ÉTHER BÉTELPHÉNOL BENZOÏQUE.


$C^{17} + H^{16} + O^3 = C^{17}H^{16}O^3$ crist. . . . . $+ 89^{Cal},7$

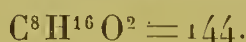
Combustion : $+2065,4$.

St.

Huitième section. — ACIDES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

Acides octyliques.

ACIDE CAPRYLIQUE.


$C^8H^{16}O^2 = 144$.

Température de fusion : $+16°$.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},3$ (Guillot).

ACIDE DIPROPYLACÉTIQUE.


$C^8H^{16}O^2 = 144$.


$C^8 + H^{16} + O^2 = C^8H^{16}O^2$ liq. . . . . $+167^{Cal},7$

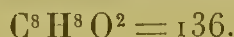
Chaleur de combustion : $+1138,7$.

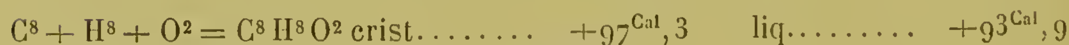
Loug., *A.* [6], XI, 221 ; 1887.

St. a donné en 1894 : $+1151,5$.
Les acides gras de cet ordre sont d'une purification très difficile.
Dissolution : $+0^{Cal},16$.

Massol, *A.* [7], L, p. 218 ; 1894.

ACIDE PHÉNYLACÉTIQUE.


$C^8H^8O^2 = 136$.

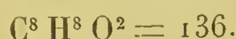

$C^8 + H^8 + O^2 = C^8H^8O^2$ crist. . . . . $+97^{Cal},3$ liq. . . . . $+93^{Cal},9$

Chaleur de combustion : $+933,1$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 134 ; 1889.

Température de fusion : $+74^\circ,9$.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},45$. BRUNNER.

ACIDE TOLUIQUE.


$C^8H^8O^2 = 136$.

		Cal
$C^8 + H^8 + O^2 = C^8H^8O^2$ crist.	(ortho)...........	$+101,0$
»	(para)...........	$+101,3$
»	(méta)...........	$+103,5$

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 133; 1889.

Chaleur de combustion :

Ortho....................................	$+929,4$
Para.....................................	$+927,4$
Méta.....................................	$+929,1$

Neuvième section. — ACIDES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

Acides nonyliques.

ACIDE HEPTYLACÉTIQUE (*pélargonique*).


$C^9H^{18}O^2 = 158$.


$C^9 + H^{18} + O^2 = C^9H^{18}O^2$ solide. $+185^{Cal},3$ liq... $+182^{Cal},3$

Chaleur de combustion : $+1287,4$.

LOUG., *A.*, [6], XI, 221; 1887.

St. a donné en 1894 : $+1309,5$. Voir la remarque relative à l'acide $C^8H^{16}O^2$, p. 553.

Température de fusion : $+12^\circ$.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},0$ (Guillot).

ACIDE MÉSITYLÉNIQUE (*diméthylbenzoïque*).

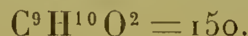

$C^9H^{10}O^2 = 150$.


$C^9 + H^{10} + O^2 = C^9H^{10}O^2$ crist.............. $+108^{Cal},5$

Combustion : $+1085,2$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 135; 1889.

ACIDE HYDROCINNAMIQUE.


$C^9H^{10}O^2 = 150.$


$C^9 + H^{10} + O^2 = C^9H^{10}O^2$ crist. . . . . $+108^{Cal},2$

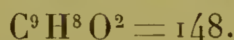
Chaleur de combustion : $+1085,5$.

St.

Acides isomères.


$C^9H^8O^2.$

ACIDE CINNAMIQUE.

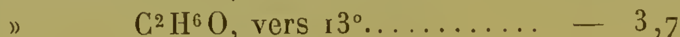

$C^9H^8O^2 = 148.$


$C^9 + H^8 + O^2 = C^9H^8O^2$ crist. . . . . $+ 81^{Cal},9$

Chaleur de combustion : $+1042,8$.

Ossipoff, *A.* [6], XX, 377; 1890.


Dissolution dans $C\,H^4O$, vers 13° . . . . $- 3^{Cal},8$


» C^2H^6O, vers 13° . . . . $- 3,7$


» C^3H^8O, » . . . . $- 3,8$

Timofeiew, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

ÉTHER MÉTHYLCINNAMIQUE.

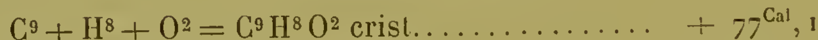

$C^{10}H^{10}O^2$ ou $CH^3(C^9H^7O^2) = 162.$


$C^{10} + H^{10} + O^2 = C^{10}H^{10}O^2$ crist. . . . . $+ 74^{Cal},4$

Chaleur de combustion : $+1213,6$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 347; 1889.

ACIDE ALLOCINNAMIQUE.


$C^9 + H^8 + O^2 = C^9H^8O^2$ crist. . . . . $+ 77^{Cal},1$

Chaleur de combustion : $+1047,6$.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

ACIDE ATROPIQUE.

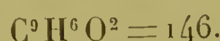

$C^9H^8O^2 = 148.$


$C^9 + H^8 + O^2 = C^9H^8O^2$ crist. . . . . $+83^{Cal},9$

Chaleur de combustion : $+1044,8$.

Ossipoff, *A.* [6], XX, 379; 1890.

ACIDE PHÉNYLPROPIOLIQUE.


$C^9H^6O^2 = 146$.

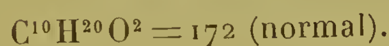

$C^9 + H^6 + O^2 = C^9H^6O^2$ .... $+ 32^{Cal},0$

Chaleur de combustion : $+1023,7$.

ST., *Z. ph. Ch.*, VI, 346.

Dixième section. — ACIDES RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE CAPRIQUE.


$C^{10}H^{20}O^2 = 172$ (normal).


$C^{10} + H^{20} + O^2 = C^{10}H^{20}O^2$ crist. .... $+174^{Cal},7$

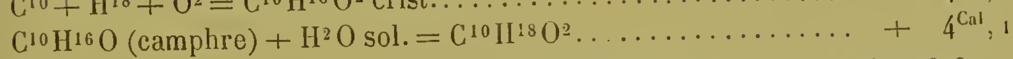
Température de fusion : $+31°,3$.
Chaleur de combustion : $+1458,3$.
Chaleur de fusion : $3^{Cal},9$ (Guillot).

ST., *Z. ph. Ch.*, L; 1894.

ACIDE CAMPHOLIQUE.

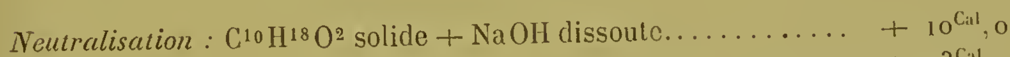

$C^{10}H^{18}O^2 = 170$.

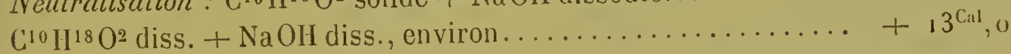

$C^{10} + H^{18} + O^2 = C^{10}H^{18}O^2$ crist. .... $+154^{Cal},8$


$C^{10}H^{16}O$ (camphre) $+ H^2O$ sol. $= C^{10}H^{18}O^2$ .... $+ 4^{Cal},1$

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 41; 1896.

Chaleur de combustion : $+1409,2$.


Neutralisation : $C^{10}H^{18}O^2$ solide $+$ NaOH dissoute .... $+ 10^{Cal},0$


$C^{10}H^{18}O^2$ diss. $+$ NaOH diss., environ .... $+ 13^{Cal},0$

B., *A.* [7], VII, 51; 1896.

ACIDE CAMPHIQUE OU CAMPHOLÉNIQUE.


$C^{10}H^{16}O^2 = 168$.


$C^{10} + H^{16} + O^2 = C^{10}H^{16}O^2$ crist. ...... $+129^{Cal},1$ diss. ..... $+125^{Cal},9$

Chaleur de combustion : $+1365,9$.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 40; 1896.

Dissolution : $-3^{Cal},2$.

Neutralisation :



$C^{10}H^{16}O^{2}$ dissous + NaOH diss .... + $13^{Cal},2$

B., *A.* [7], VII, 50 ; 1896.

ACIDE ISOCAMPHIQUE.



$C^{10} + H^{16} + O^{2} = C^{10}H^{16}O^{2}$ liquide .... + $131^{Cal},7$

B. et RIVALS.

Chaleur de combustion : + 1363,3

Neutralisation :



$C^{10}H^{16}O^{2}$ diss. + NaOH diss .... + $13^{Cal},2$

B.

ACIDE CUMINIQUE (*isopropylbenzoïque*).



$C^{10}H^{12}O^{2} = 164.$

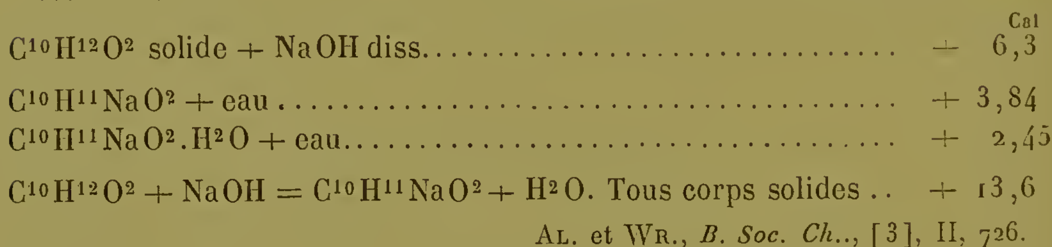


$C^{10} + H^{12} + O^{2} = C^{10}H^{12}O^{2}$ crist .... + $117^{Cal},1$

Chaleur de combustion : + 1239,9.

B. et LOUG., *A.* [6], XIII, 331 ; 1888.

Neutralisation :



		Cal
$C^{10}H^{12}O^{2}$ solide + NaOH diss	+	6,3
$C^{10}H^{11}NaO^{2}$ + eau	+	3,84
$C^{10}H^{11}NaO^{2}.H^{2}O$ + eau	+	2,45
$C^{10}H^{12}O^{2} + NaOH = C^{10}H^{11}NaO^{2} + H^{2}O$. Tous corps solides ..	+	13,6

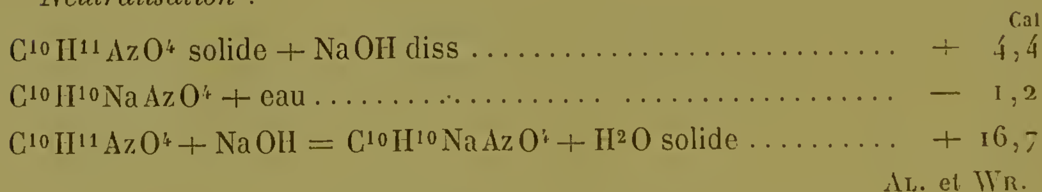
AL. et WR., *B. Soc. Ch.*, [3], II, 726.

ACIDE NITROCUMINIQUE.



$C^{10}H^{11}AzO^{4} = 209.$

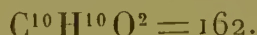
Neutralisation :



		Cal
$C^{10}H^{11}AzO^{4}$ solide + NaOH diss	+	4,4
$C^{10}H^{10}NaAzO^{4}$ + eau	—	1,2
$C^{10}H^{11}AzO^{4} + NaOH = C^{10}H^{10}NaAzO^{4} + H^{2}O$ solide	+	16,7

AL. et WR.

ACIDE ISOPHÉNYLCROTONIQUE.



$C^{10}H^{10}O^{2} = 162.$



$C^{10} + H^{10} + O^{2} = C^{10}H^{10}O^{2}$ crist .... + $92^{Cal},2$

Chaleur de combustion : + 1196,0.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

Température de fusion : + 86°.

Onzième section. — ACIDES RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE UNDÉCYLIQUE.

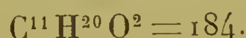

$C^{11}H^{22}O^{2} = 186.$


$C^{11}H^{22}O^{2} = C^{11}H^{22}O^{2}$ crist.................. $+180^{Cal},4$

Chaleur de combustion : +1615,9.
Température de fusion : +28°.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

ACIDE UNDÉCYLÉNIQUE.

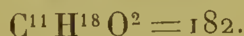

$C^{11}H^{20}O^{2} = 184.$


$C^{11} + H^{20} + O^{2} = C^{11}H^{20}O^{2}$ crist............. $+147^{Cal},4$

Combustion : +1580.

ST.

ACIDE UNDÉKOLIQUE.


$C^{11}H^{18}O^{2} = 182.$

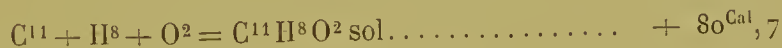

$C^{11} + H^{18} + O^{2} = C^{11}H^{18}O^{2}$ crist............. $+120^{Cal},2$

Combustion : +1538,1.

ST.

ACIDE NAPHTOÏQUE α.

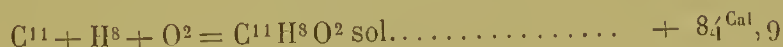

$C^{11}H^{8}O^{2} = 172.$


$C^{11} + H^{8} + O^{2} = C^{11}H^{8}O^{2}$ sol................ $+ 80^{Cal},7$

Chaleur de combustion : +1232,6.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 137; 1889.

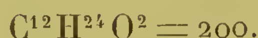
ACIDE NAPHTOÏQUE β.


$C^{11} + H^{8} + O^{2} = C^{11}H^{8}O^{2}$ sol................ $+ 84^{Cal},9$

Combustion : +1228,4.

Douzième section. — ACIDES RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE LAURIQUE.



$C^{12}H^{24}O^{2} = 200.$



$C^{12} + H^{24} + O^{2} = C^{12}H^{24}O^{2}$ sol. . . $+187^{Cal},8$ ou $+199^{Cal},9$

Chaleur de combustion : +1771,8.
St., *J. pr. Ch.*, XLII, 374; 1890.

» +1759,7.
Loug., *A.* [6], XI, 222; 1887.

Voir la remarque de la page 553 sur la difficulté de purifier les acides gras.

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne (0°-12°) : 91,4.
St., *J. pr. Ch.*, XXXII, 80; 1885.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (53°-100°) : 105,8.

Température de fusion : +44°.

Chaleur de fusion : $5^{Cal},6$ (Guillot).

TRILAURINE.



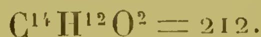
$C^{39}H^{74}O^{6}$ ou $C^{3}H^{5}(C^{12}H^{23}O^{2})^{3} = 628.$



$C^{39} + H^{74} + O^{6} = C^{39}H^{74}O^{6}$ crist. . . . . $+523^{Cal},3$

Combustion : +5707,4.
Loug., *A.* [6], XI, 226; 1887.

ACIDE DIPHÉNYLACÉTIQUE.



$C^{14}H^{12}O^{2} = 212.$



$C^{14} + H^{12} + O^{2} = C^{14}H^{12}O^{2}$ crist. $+81^{Cal},7$

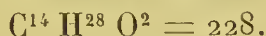
Combustion : +1652,5.
St.

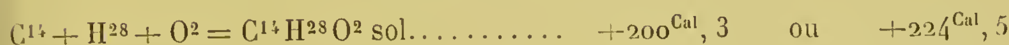
Treizième section. — ACIDES RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Quatorzième section. — ACIDES RENFERMANT QUATORZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE MYRISTIQUE.


$C^{14}H^{28}O^{2} = 228.$


$C^{14} + H^{28} + O^{2} = C^{14}H^{28}O^{2}$ sol. . . . . $+200^{Cal},3$ ou $+224^{Cal},5$

Chaleur de combustion : $+2085,9$.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 437; 1890.

» $+2061,7$.

Loug., *A.* [6], XI, 222; 1887.

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne (0°-10°) : 101,2.
» » (0°-35°) : 110,0.

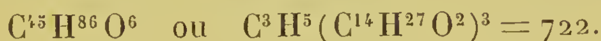
St., *J. pr. Ch.*, XXXII, 80; 1885.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (56°-100°) : 123,9.

Température de fusion : +53°,8.

Chaleur de fusion : $10^{Cal},82$ (?).

TRIMYRISTINE.


$C^{45}H^{86}O^{6}$ ou $C^{3}H^{5}(C^{14}H^{27}O^{2})^{3} = 722.$


$C^{45} + H^{86} + O^{6} = C^{45}H^{86}O^{6}$ crist. . . . . $+608^{Cal},6$ ou $+560^{Cal},0$

Combustion : $+6601,9$.

Loug., *A.* [6], XI, 227; 1887.

Combustion : $+6650,5$.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 376; 1890.

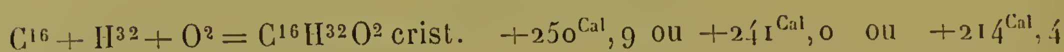
Quinzième section. — ACIDES RENFERMANT QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Seizième section. — ACIDES RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PALMITIQUE (ancien *acide margarique* de Chevreul).


$C^{16}H^{32}O^{2} = 256.$


$C^{16} + H^{32} + O^{2} = C^{16}H^{32}O^{2}$ crist. $+250^{Cal},9$ ou $+241^{Cal},0$ ou $+214^{Cal},4$

Chaleur de combustion : +2371,8. Loug., *A.* [6], XI, 439; 1887.

» +2361,9. St., *J. pr. Ch.*, XXXI, 219; 1885.

» +2398,4. St., *Z. ph. Ch.*, X. 416.

Température de fusion : +61°.

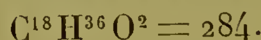
Chaleur de fusion : $7^{Cal},3$ (Guillot).

Dix-septième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-SEPT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dix-huitième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE STÉARIQUE.


$C^{18}H^{36}O^{2} = 284.$


$C^{18} + H^{36} + O^{2} = C^{18}H^{36}O^{2}$ crist. . . . . $+261^{Cal},6$ ou $+227^{Cal},6$

Combustion : +2677,8. St., *J. pr. Ch.*, XXXI, 299; 1885.

» +2711,8. St., *J. pr. Ch.*, XLIX, 109; 1893.

Température de fusion : +69°,2.

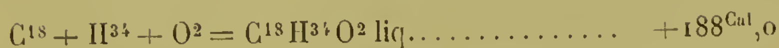
ACIDE ÉLAÏDIQUE.


$C^{18}H^{34}O^{2} = 282.$


$C^{18} + H^{34} + O^{2} = C^{18}H^{34}O^{2}$ crist. . . . . $+206^{Cal},1$

Combustion : +2664,3. St.

ACIDE OLÉIQUE, isomère.



$C^{18} + H^{34} + O^2 = C^{18}H^{34}O^2$ liq. . . . . +188^{Cal},0

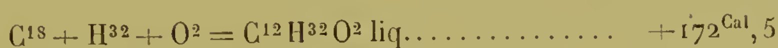
Combustion : +2682.

St.

ACIDE STÉAROLIQUE.



$C^{18}H^{32}O^2 = 280.$



$C^{18} + H^{32} + O^2 = C^{12}H^{32}O^2$ liq. . . . . +172^{Cal},5

Combustion : +2628,9.

St., *Z. pr. Ch.*, X, 416.

Dix-neuvième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Vingtième section. — ACIDES RENFERMANT VINGT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ARACHIQUE.



$C^{20}H^{40}O^2 = 312.$



$C^{20} + H^{40} + O^2 = C^{20}H^{40}O^2$ crist. . . . . +240^{Cal},2

Combustion : +3025,8.
Température de fusion : +75°.

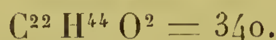
St., *J. pr. Ch.*, L, 1894.

Vingt et unième section. — ACIDES RENFERMANT VINGT ET UN ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Vingt-deuxième section. — ACIDES RENFERMANT VINGT-DEUX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE BÉHÉNIQUE.

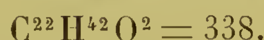

$C^{22}H^{44}O^{2} = 340.$


$C^{22} + H^{44} + O^{2} = C^{22}H^{44}O^{2}$ crist. . . . . $+254^{Cal},3$

Combustion : $+3338,3$.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

ACIDE BRASSIDIQUE.


$C^{22}H^{42}O^{2} = 338.$


$C^{22} + H^{42} + O^{2} = C^{22}H^{42}O^{2}$ sol. . . . . $+233^{Cal},5$

Combustion : $+3290,1$.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

DIBRASSIDINE.


$C^{47}H^{88}O^{5}$ ou $C^{3}H^{6}O(C^{22}H^{41}O^{2})^{2} = 732.$

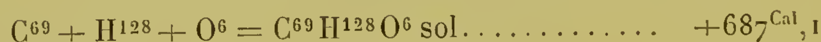

$C^{47} + H^{88} + O^{5} = C^{47}H^{88}O^{5}$ sol . . . . $+514^{Cal},4$

Combustion : $+6953,7$.

St.

TRIBRASSIDINE.


$C^{69}H^{128}O^{6}$ ou $C^{3}H^{5}(C^{22}H^{41}O^{2})^{3} = 1052.$

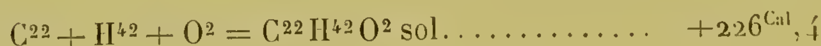

$C^{69} + H^{128} + O^{6} = C^{69}H^{128}O^{6}$ sol. . . . . $+687^{Cal},1$

Combustion : $+10236$.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

ACIDE ÉRUCIQUE.

$C^{22}H^{42}O^{2} = 338$, isomère avec l'acide brassidique.

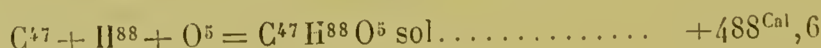

$C^{22} + H^{42} + O^{2} = C^{22}H^{42}O^{2}$ sol. . . . . $+226^{Cal},4$

Combustion : $+3297,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

DIÉRUCINE.

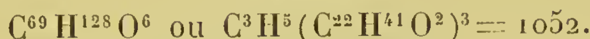

$C^{47}H^{88}O^{5} = 732.$

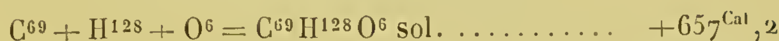

$C^{47} + H^{88} + O^{5} = C^{47}H^{88}O^{5}$ sol. . . . . $+488^{Cal},6$

Combustion : +6979,5.

St.

TRIÉRUCINE.

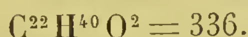

$C^{69}H^{128}O^6$ ou $C^3H^5(C^{22}H^{41}O^2)^3 = 1052$.


$C^{69} + H^{128} + O^6 = C^{69}H^{128}O^6$ sol. .... $+657^{Cal},2$

Combustion : +10265,5.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

ACIDE BÉHÉNOLIQUE.


$C^{22}H^{40}O^2 = 336$.


$C^{22} + H^{40} + O^2 = C^{22}H^{40}O^2$ crist. .... $+199^{Cal},7$

Combustion : +3255,9.

St., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

Chaleurs de combustion des corps gras naturels.

GRAISSES ANIMALES.

Pour 1^{gr}, la composition est voisine de :

$C = 0,765.$

$H = 0,120.$

$O = 0,115.$

1^{gr} dégage en brûlant : $+9^{Cal},500$.

La chaleur de combustion, calculée pour 1^{gr} d'oléo-stéaro-palmitine, serait : $+9^{Cal},500$.

Formation par les éléments :

$0^{gr},765$ carbone $+ 0^{gr},120$ hydrogène $+ 0^{gr},115$ oxygène $= 1^{gr},000$ graisse, dégagent : $0^{Cal},6143$.

BEURRE (1^{gr}).

Combustion : $+9^{Cal},231$.

HUILES VÉGÉTALES (1^{gr}).

	Cal	
Huile de lin	9,470	moyenne
Huile d'olives	9,510	$9^{Cal},520$
Huile de pavots	9,580	
Huile de navettes	9,690	

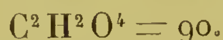
St.

CHAPITRE II.

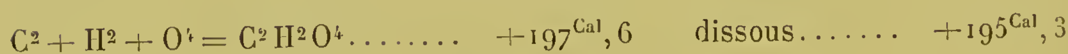
ACIDES BIBASIQUES A FONCTION SIMPLE.

Première section. — ACIDES RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE OXALIQUE.



$C^2H^2O^4 = 90.$



$C^2 + H^2 + O^4 = C^2H^2O^4$........ $+197^{Cal},6$ dissous....... $+195^{Cal},3$

Combustion :

A. : +60,0; expériences faites par voie humide.

Réaction mesurée :



$C^2H^2O^4$ dissous + Cl^2 gaz = 2 HCl étendu + 2 C^2O^4 dissous..... + 83,3

Le chlore a été pesé directement.

B., *A.* [5], V, 303; 1875.

B. : + 60,2; expériences par voie sèche.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 202; 1889.

Voir aussi p. 132.

Neutralisation, voir p. 132.

		Cal
Dissolution dans l'eau....................................	—	2,29

B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

» dans $n\,CH^4O$....................................	—	0,87
» dans $n\,C^2H^6O$....................................	—	1,27
» dans $n\,C^3H^8O$ (normal)..............................	—	1,88

Timofeiew, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

Hydrate : $C^2H^2O^4.2H^2O$ dans l'eau..........................	—	8,49

B., *A.* [5], IV, 108.

» dans $n\,CH^4O$..........................	—	5,2
» dans $n\,C^2H^6O$..........................	—	5,6
» dans $n\,C^3H^8O$..........................	—	6,6

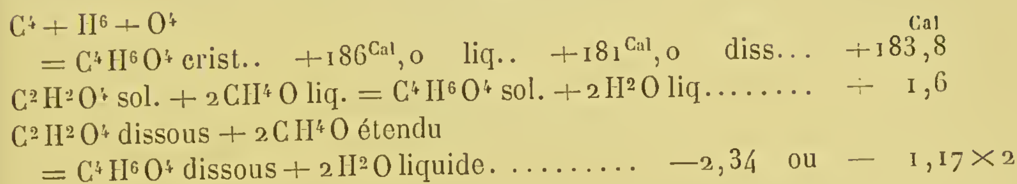
Timofeiew.

OXALATES.

Voir les métaux.

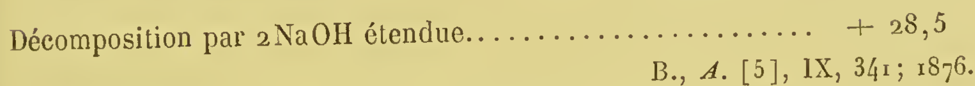
ÉTHER DIMÉTHYLOXALIQUE.


$C^4H^6O^4$ ou $(CH^3)^2C^2O^4 = 128$.



				Cal
$C^4 + H^6 + O^4$				
$= C^4H^6O^4$ crist.. $+186^{Cal},0$	liq.. $+181^{Cal},0$	diss...		$+183,8$
$C^2H^2O^4$ sol. $+ 2CH^4O$ liq. $= C^4H^6O^4$ sol. $+ 2H^2O$ liq........				$+ 1,6$
$C^2H^2O^4$ dissous $+ 2CH^4O$ étendu				
$= C^4H^6O^4$ dissous $+ 2H^2O$ liquide..........	$-2,34$	ou		$- 1,17 \times 2$

Combustion : $+ 398,2$; expériences par voie humide.
Réactions mesurées :


Décomposition par $2NaOH$ étendue........................ $+ 28,5$

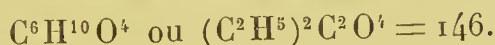
B., *A.* [5], IX, 341; 1876.

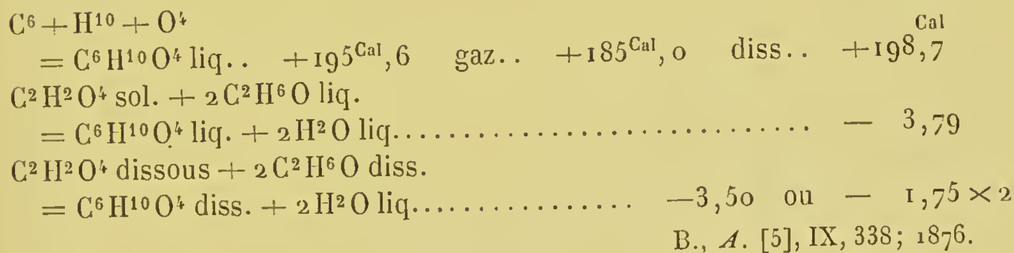
Combustion : $+ 402,1$; expériences par voie sèche.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 549; 1889.

Température de fusion : $+49°,5$.
Chaleur de fusion : $5^{Cal},0$.
Dissolution : $-2^{Cal},24$.

ÉTHER DIÉTHYLOXALIQUE.

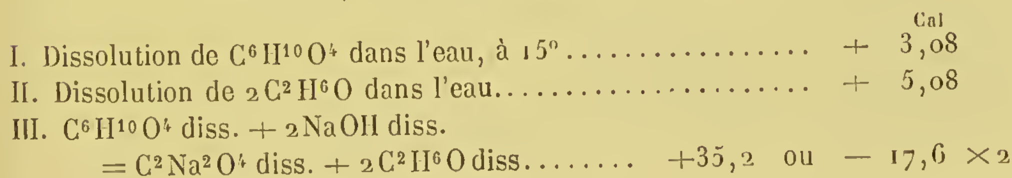

$C^6H^{10}O^4$ ou $(C^2H^5)^2C^2O^4 = 146$.



				Cal
$C^6 + H^{10} + O^4$				
$= C^6H^{10}O^4$ liq.. $+195^{Cal},6$	gaz.. $+185^{Cal},0$	diss..		$+198,7$
$C^2H^2O^4$ sol. $+ 2C^2H^6O$ liq.				
$= C^6H^{10}O^4$ liq. $+ 2H^2O$ liq.............................				$- 3,79$
$C^2H^2O^4$ dissous $+ 2C^2H^6O$ diss.				
$= C^6H^{10}O^4$ diss. $+ 2H^2O$ liq................	$-3,50$	ou		$- 1,75 \times 2$

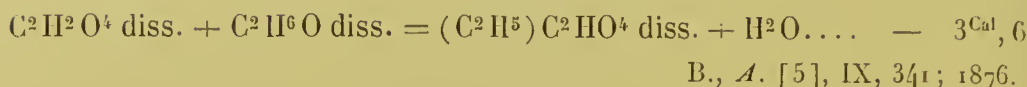
B., *A.* [5], IX, 338; 1876.

Combustion : $+715,2$ (calculée).
Chaleur de vaporisation : $10^{Cal},6$ (A.).
Réactions mesurées (voie humide) :



				Cal
I. Dissolution de $C^6H^{10}O^4$ dans l'eau, à 15°.................				$+ 3,08$
II. Dissolution de $2C^2H^6O$ dans l'eau......................				$+ 5,08$
III. $C^6H^{10}O^4$ diss. $+ 2NaOH$ diss.				
$= C^2Na^2O^4$ diss. $+ 2C^2H^6O$ diss........	$+35,2$	ou		$- 17,6 \times 2$

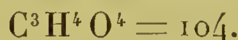
ACIDE ÉTHYLOXALIQUE.


$C^2H^2O^4$ diss. + C^2H^6O diss. = $(C^2H^5)C^2HO^4$ diss. + H^2O.... — $3^{Cal},6$

B., *A.* [5], IX, 341; 1876.

Deuxième section. — ACIDES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

ACIDE MALONIQUE.


$C^3H^4O^4 = 104$.


$C^3 + H^4 + O^4 = C^3H^4O^4$ crist... $+213^{Cal},7$ dissous... $+208^{Cal},1$

Chaleur de combustion : + 207,2.

LOUG., *A.* [6], XXIII, 195; 1891.

Dissolution : $-4^{Cal},5$, vers 20°.

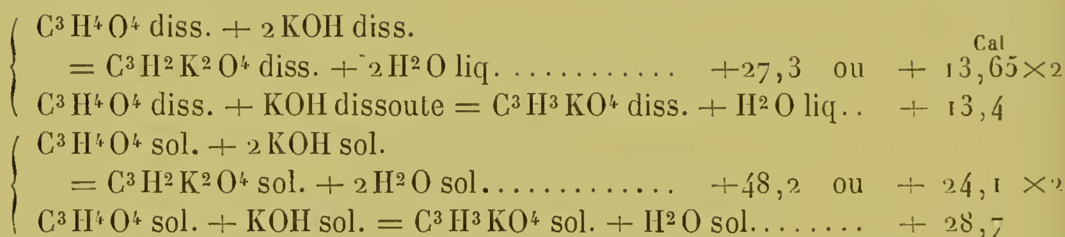
MASSOL, *A.* [7], I, 184; 1894.

SELS.

Potasse :

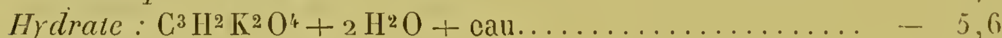
MASSOL, *A.* [7], I, 185; 1894.

Neutralisation :



				Cal
$C^3H^4O^4$ diss. + 2KOH diss. = $C^3H^2K^2O^4$ diss. + $2H^2O$ liq.	+27,3	ou	+	13,65×2
$C^3H^4O^4$ diss. + KOH dissoute = $C^3H^3KO^4$ diss. + H^2O liq..			+	13,4
$C^3H^4O^4$ sol. + 2KOH sol. = $C^3H^2K^2O^4$ sol. + $2H^2O$ sol.............	+48,2	ou	+	24,1 ×2
$C^3H^4O^4$ sol. + KOH sol. = $C^3H^3KO^4$ sol. + H^2O sol........			+	28,7

Dissolution :

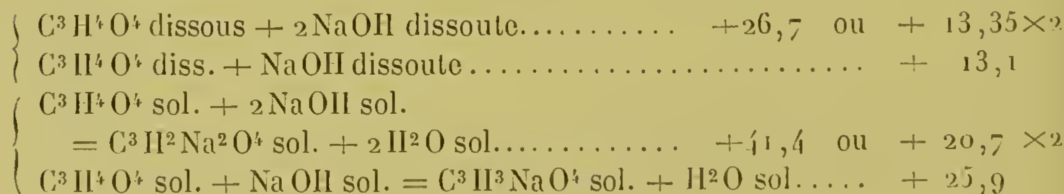




Sel bibasique : $C^3H^2K^2O^4$ + eau	+	2,1
Hydrate : $C^3H^2K^2O^4 + 2H^2O$ + eau.........................	—	5,6
Sel monobasique : $C^3H^3KO^4$ + eau..........................	—	5,1
Sel acide : $C^3H^3KO^4.C^3H^4O^4$ + eau.........................	—	13,5
» Union des composants solides : $C^3H^3KO^4 + C^3H^4O^4$.	+	4,0
» » tout dissous....................	+	0,1

Soude :

Neutralisation :



$C^3H^4O^4$ dissous + 2NaOH dissoute...........	+26,7	ou	+	13,35×2
$C^3H^4O^4$ diss. + NaOH dissoute........................			+	13,1
$C^3H^4O^4$ sol. + 2NaOH sol. = $C^3H^2Na^2O^4$ sol. + $2H^2O$ sol.............	+41,4	ou	+	20,7 ×2
$C^3H^4O^4$ sol. + NaOH sol. = $C^3H^3NaO^4$ sol. + H^2O sol.....			+	25,9

Dissolution :

	Cal
Sel bibasique : $C^3H^2Na^2O^4$ + eau	+ 3,1
Hydrate : $C^3H^2Na^2O^4.H^2O$ + eau	+ 1,5
Sel monobasique : $C^3H^3NaO^4$ + eau	− 6,1

Ammoniaque :

Neutralisation :

$C^3H^4O^4$ dissous + 2 AzH^3 dissoute	+25,0	ou	+12,5 × 2
$C^3H^4O^4$ diss. + AzH^3 dissoute			+12,1

Dissolution :

$C^3H^4O^4$ sol. + 2 AzH^3 gaz = $C^3H^4O^4.2AzH^3$ sol.	+40,5	ou	+20,25 × 2
$C^3H^4O^4$ sol. + AzH^3 gaz = $C^3H^4O^4.AzH^3$ sol			+22,3
$C^3H^4O^4.2AzH^3$ + eau			− 2,5
$C^3H^4O^4.AzH^3$ + eau			− 6,0

Lithine :

Neutralisation :

		Tout solide.		
$C^3H^4O^4$ diss. + 2 LiOH dissoute	+ 25,5	+31,6	ou	+15,8 × 2
$C^3H^4O^4$ diss. + LiOH dissoute	+12,7	+17,5		

Dissolution :

$C^3H^2Li^2O^4$ + eau	+ 3,5
$C^3H^3LiO^4$ + eau	− 1,4

Chaux :

Neutralisation :

		Tout solide.
$C^3H^4O^4$ diss. + $CaO.H^2O$ dissoute	+27,1	+20,75
$C^3H^4O^4$ diss. + $\frac{1}{2}(CaO.H^2O)$ dissoute	+13,5	
Hydrate : $C^3H^2CaO^4$ + 2 H^2O sol. = $C^3H^2CaO^4.2H^2O$	+ 5,0	
$C^3H^2CaO^4$ + 4 H^2O sol. = $C^3H^2CaO^4.2H^2O$.	+ 10,7	

Ces nombres ont été calculés d'après la mesure de la chaleur de dissolution du sel anhydre et de ses hydrates, dans une dissolution d'acide malonique.

Baryte :

Neutralisation :

	Cal	Tout solide.
$C^3H^4O^4$ diss. + $BaO.H^2O$ diss. (précipité partiel)...	+30,1	+ 31^Cal,3
» + ½($BaO.H^2O$)......................	+13,5	
Hydrate : $C^3H^2BaO^4 + H^2O$ sol. = $C^3H^2BaO^4.H^2O$...	+ 0,3	
$C^3H^2BaO^4 + 2H^2O$ sol. = $C^3H^2BaO^4.2H^2O$.	+ 4,7	

Ces nombres ont été calculés d'après la chaleur de dissolution des sels dans les acides étendus. Le premier hydrate est stable à 140°.

Strontiane :

	Cal	Tout solide.
$C^3H^4O^4$ diss. + $SrO.H^2O$ dissoute...............	+26,9	+ 32^Cal,1
$C^3H^4O^4$ diss. + ½($SrO.H^2O$) dissoute............	+13,85	

Zinc :

$C^3H^4O^4$ dissous + ZnO précipité (précip. partiel)..	+13,0	+ 10,2
$C^3H^4O^4$ dissous + ½ZnO précipité................	+ 6,7	

Argent :

$C^3H^4O^4$ sol. + Ag^2O sol. + H^2O sol. = $C^3H^2Ag^2O^4 + 2H^2O$ sol.. + 16,7

Valeur calculée d'après la réaction suivante :

$2AzO^3Ag$ diss. + $C^3H^2K^2O^4$ diss.
= $C^3H^2Ag^2O^4$ préc. + $2AzO^3K$ diss .... + 9,8

Dissolution : $C^3H^2Ag^2O^4$ + eau .... — 9,8

ÉTHER DIMÉTHYLMALONIQUE.

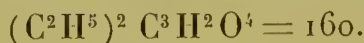

$(CH^3)^2C^3H^2O^4 = 132.$

$C^5 + H^8 + O^4 = C^5H^8O^4$ liq .... + 195^Cal,0

Combustion : +552,5.

GUINCHANT, *C. R.*, CXXI, 355; 1895.

ÉTHER DIÉTHYLMALONIQUE.


$(C^2H^5)^2\ C^3H^2O^4 = 160.$

$C^7 + H^{12} + O^4 = C^7H^{12}O^4$ liq .... + 213^Cal,5

Combustion : +860,6.

LOUG., *A.* [6], VIII, 142; 1886.

ACIDE ÉTHYLMALONIQUE.


$(C^2H^5)C^3H^3O^4 = 132$... liquide.

	Cal
Neutralisation : Acide éthylmalonique dissous + KOH dissoute...	+ 13,45
$C^5H^8O^4$ liq. + KOH sol. = $C^5H^7KO^4$ sol. + H^2O liq............	+ 27,2

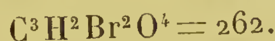
MASSOL, *A.* [7], I, 197; 1894.

Dissolution de l'acide liquide : $+0^{Cal},60$.

Dissolution du sel $C^5H^7KO^4$....................................	— 0,65

Dérivés bromés.

ACIDE MALONIQUE BIBROMÉ.

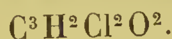

$C^3H^2Br^2O^4 = 262$.

Neutralisation :

	Cal	Tout solide. Cal
$C^3H^2Br^2O^4$ diss. + 2KOH diss. = $C^3K^2Br^2O^4$ diss. + $2H^2O$..................	+29,44	+ 69,0
$C^3H^2Br^2O^4$ diss. + KOH dissoute = $C^3HKBr^2O^4$ diss. + H^2O..................	+15,5	+ 36,9
Dissolution : $C^3H^2Br^2O^4$ + eau....................	+ 2,02	
$C^3K^2Br^2O^4$ + eau..........................	— 9,94	
$C^3HKBr^2O^4$ + eau..........................	— 5,60	

MASSOL, *A.* [7], I, 200; 1894.

CHLORURE MALONIQUE.


$C^3H^2Cl^2O^2$.

	Cal
$C^3 + H^2 + Cl^2 + O^2 = C^3H^2Cl^2O^2$ liq..............................	+104,6

Réactions mesurées :

A. $C^3H^2Cl^2O^2$ + eau : $C^3H^2Cl^2O^2 + 2H^2O$ + eau = $C^3H^4O^4$ diss. + 2HCl diss...........	+ 44,5
B. $C^3H^2Cl^2O^2$ + 4NaOH dissoute..................................	+ 99,7

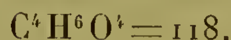
D'où :

$C^3H^2Cl^2O^2 + 2H^2O$ + eau = $C^3H^4O^4$ diss. + 2HCl diss..........	+ 44,2
Moyenne..........	+ 44,3

B., *A.* [6], XXIII, 566; 1891.

Troisième section. — ACIDES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE SUCCINIQUE.



$C^4H^6O^4 = 118.$



$C^4 + H^6 + O^4 = C^4H^6O^4$ crist.. $+229^{Cal},8$ dissous. $+223^{Cal},4$

Chaleur de combustion : $+354,4$.

LOUG., *A.* [6], XXIII, 196; 1891.

Température de fusion : $+180°$.

		Cal
Dissolution, à 11°	—	6,4
$C^4H^6O^4 + nCH^4O$, vers 13°	—	4,54
$C^4H^6O^4 + nC^2H^6O$	—	4,73
$C^4H^6O^4 + nC^3H^8O$ (normal)	—	5,0

TIMOFEIEW, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

Sels.

Potasse.

Neutralisation :

	Cal	Tout solide.
$C^4H^6O^4$ diss. $+ 2\,KOH$ diss. $= C^4H^4K^2O^4$ diss. $+ 2H^2O$.	$+26,4$	$+46^{Cal},2$
$C^4H^6O^4$ diss. $+ KOH$ diss. $= C^4H^5KO^4$ diss. $+ H^2O$...	$+13,6$	$+26,2$

CHROUSTCHOFF., *A.* [5], XIX, 424; 1880.

Dissolution :

Sel bibasique : $C^4H^4K^2O^4 +$ eau	$+ 0,2$
Hydrate : $C^4H^4K^2O^4.H^2O +$ eau	$- 3,4$
Sel monobasique : $C^4H^5KO^4 +$ eau	$-5,35$
$C^4H^4KHO^4.H^2O +$ eau	$- 7,6$

MASSOL, *A.* [7], I, 224; 1894.

Soude.

Neutralisation :

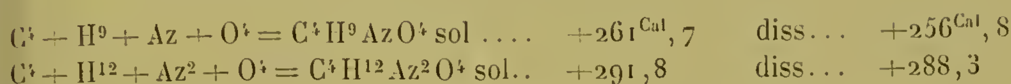
$C^4H^6O^4$ diss. $+ 2\,NaOH$ diss. $= C^4H^4Na^2O^4$ diss. $+ 2\,H^2O$	$+26,4$	$+39,8$
$C^4H^6O^4$ diss. $+ NaOH$ diss. $= C^4H^5NaO^4$ diss. $+ H^2O$.	$+13,6$	$+20,1$

CHROUSTCHOFF, *A.* [5], XIX, 424; 1880.

Dissolution :

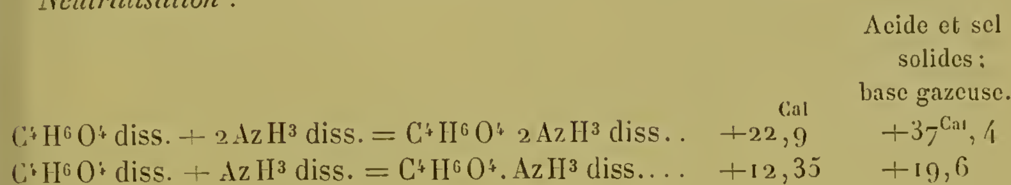
Sel bibasique : $C^4H^4Na^2O^4 +$ eau	$+ 2,4$
Hydrate : $C^4H^4Na^2O^4.6H^2O +$ eau	$-11,0$
Sel monobasique : $C^4H^4NaHO^4 +$ eau	$- 2,8$

Ammoniaque.



$C^4 + H^9 + Az + O^4 = C^4H^9AzO^4$ sol	$+261^{Cal},7$	diss...	$+256^{Cal},8$
$C^4 + H^{12} + Az^2 + O^4 = C^4H^{12}Az^2O^4$ sol..	$+291,8$	diss...	$+288,3$

Neutralisation :



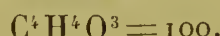
	Cal	Acide et sel solides ; base gazeuse.
$C^4H^6O^4$ diss. + $2AzH^3$ diss. = $C^4H^6O^4$ $2AzH^3$ diss..	$+22,9$	$+37^{Cal},4$
$C^4H^6O^4$ diss. + AzH^3 diss. = $C^4H^6O^4.AzH^3$ diss....	$+12,35$	$+19,6$

Dissolution :

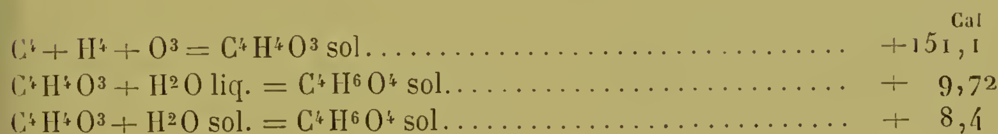


$C^4H^6O^4.2AzH^3$ + eau	$-\ 3,5$
$C^4H^6O^4.AzH^3$ + eau	$-\ 4,9$

ANHYDRIDE SUCCINIQUE.



$C^4H^4O^3 = 100.$

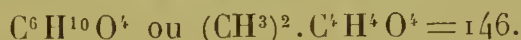


	Cal
$C^4 + H^4 + O^3 = C^4H^4O^3$ sol	$+151,1$
$C^4H^4O^3 + H^2O$ liq. = $C^4H^6O^4$ sol	$+\ 9,72$
$C^4H^4O^3 + H^2O$ sol. = $C^4H^6O^4$ sol	$+\ 8,4$

CHR., *A.* [5], XIX, 426 ; 1880.

Réactions mesurées. — Dissolution comparée de l'anhydride et de l'acide, dans un excès de KOH dissoute.

ÉTHER DIMÉTHYLSUCCINIQUE.



$C^6H^{10}O^4$ ou $(CH^3)^2.C^4H^4O^4 = 146.$



$C^6 + H^{10} + O^4 = C^6H^{10}O^4$ solide.. $+207^{Cal},2$ liquide... $+202^{Cal},3$

Combustion : +703,6 solide ; +708,5 liquide.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 350 ; 1889.

ÉTHER DIÉTHYLSUCCINIQUE.



$C^8H^{14}O^4$ ou $(C^2H^5)^2C^4H^4O^4 = 174.$



$C^8 + H^{14} + O^4 = C^8H^{14}O^4$ liq .... $+230^{Cal},1$

Combustion : +1007,7.

LOUG., *A.* [6], VIII, 143 ; 1886.

ACIDE ISOSUCCINIQUE (MÉTHYLMALONIQUE).


$C^4H^6O^4 = 118.$


$C^4 + H^6 + O^4 = C^4H^6O^4$ crist....... $+221^{Cal},7$ dissous... $+217^{Cal},6$

Chaleur de combustion : +362,5.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Température de fusion : +130°.

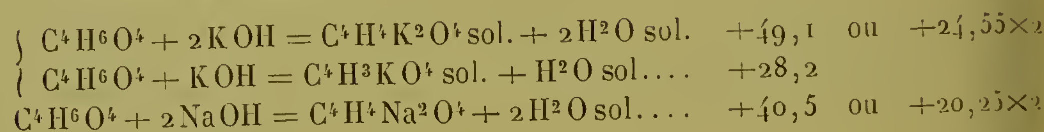
Dissolution : $-4^{Cal},10$ (Tanatar); $-3^{Cal},42$, à 6° (Massol).

Neutralisation :

Massol, *A.* [7], I, 202; 1894.

	Cal
$C^4H^6O^4$ diss. + KOH diss.	+13,9
» 2ᵉ KOH diss.	+13,9
Total	+27,8
$C^4H^6O^4$ diss. + NaOH diss.	+13,45
» 2ᵉ NaOH diss.	+12,9
Total	+26,4

Formation des sels solides :


$C^4H^6O^4 + 2KOH = C^4H^4K^2O^4$ sol. + $2H^2O$ sol. +49,1 ou +24,55×2

$C^4H^6O^4 + KOH = C^4H^5KO^4$ sol. + H^2O sol.... +28,2

$C^4H^6O^4 + 2NaOH = C^4H^4Na^2O^4 + 2H^2O$ sol.... +40,5 ou +20,25×2

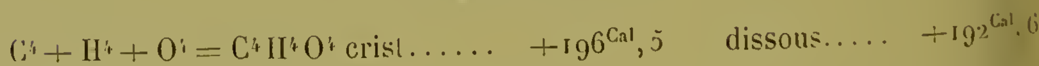
Dissolution :

Massol, Mémoire cité.

$C^4H^4K^2O^4$ + eau	+3,12
$C^4H^4K^2O^4.H^2O$ + eau	+1,95
$C^4H^4K^2O^4.2H^2O$ + eau	+1,41
$C^4H^5KO^4$ + eau	−3,76
$C^4H^5KO^4.H^2O$ + eau	−4,56
$C^4H^4Na^2O^4$ + eau	+4,9

ACIDE FUMARIQUE.


$C^4H^4O^4 = 116.$


$C^4 + H^4 + O^4 = C^4H^4O^4$ crist...... $+196^{Cal},5$ dissous..... $+192^{Cal},6$

Chaleur de combustion : +318,6.

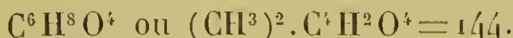
Loug., *A.* [6], XXIII, 186; 1891.

Dissolution : $-3^{Cal},90$.

$C^4H^4O^4$ dissous + NaOH diss.	+ 13,23
» 2° NaOH diss.	+ 13,37
Total	+ 26,60

Gal. et Wr., *C. R.*, CIII, 1019; 1886.

ÉTHER DIMÉTHYLFUMARIQUE.


$C^6H^8O^4$ ou $(CH^3)^2.C^4H^2O^4 = 144$.

$\cdot + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ crist. . . . . $+179^{Cal}$

Combustion : +662,8.

Oss., *A.* [6], XX, 386; 1890.

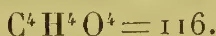
ÉTHER DIMÉTHYLMALÉIQUE (isomère).

$\cdot + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ liq . . . . $+172^{Cal},2$

Combustion : +669,6.

Oss.

ACIDE MALÉIQUE.


$C^4H^4O^4 = 116$.

$\cdot + H^4 + O^4 = C^4H^4O^4$ crist . . . . . . $+188^{Cal},4$ dissous . . . . $+184^{Cal},0$

Loug.

Chaleur de combustion : +326,7.
Dissolution : $-4^{Cal},44$.

'eutralisation :	$C^4H^4O^4$ diss. + NaOH diss.	+13,30
»	2^eNaOH diss.	+13,32
	Total	+26,62

Gal. et Wr.

ANHYDRIDE MALÉIQUE.

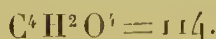

$C^4H^2O^3 = 98$.

$\cdot + H^2 + O^3 = C^4H^2O^3$ sol . . . . $+112^{Cal},1$

Combustion : +336,4.

Oss., *A.* [6], XX, 386; 1890.

ACIDE ACÉTYLÉNODICARBONIQUE.


$C^4H^2O^4 = 114$.

$\cdot + H^2 + O^4 = C^4H^2O^4$ sol . . . . $+140^{Cal}$

Combustion : +306,2.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Quatrième section. — ACIDES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

Acides.



$C^5H^8O^4 = 132$.

ACIDE GLUTARIQUE.



$C^5 + H^8 + O^4 = C^5H^8O^4$ crist....... $+231^{Cal},4$ dissous... $+226^{Cal},0$

St.

Combustion : $+516,1$.
Température de fusion : $+97°,5$.
Dissolution : $-5^{Cal},4$.

Neutralisation :

	Cal
$C^5H^8O^4$ diss. + KOH diss.	$+13,73$
» 2e KOH	$+12,7$
Total	$+26,43$

Dissolution :

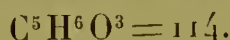
$C^5H^7KO^4$ + eau, vers 20°	$-4,44$
$C^5H^6K^2O^4$ + eau	$+4,57$

Formation des sels solides :

$C^5H^8O^4 + 2KOH = C^5H^6K^2O^4 + 2H^2O$ sol....... $+44,6$ ou $+22,3 \times 2$
$C^5H^6O^4 + KOH = C^5H^7KO^4 + H^2O$ sol.......... $+26,6$

Massol, Mémoire cité.

ANHYDRIDE GLUTARIQUE.



$C^5H^6O^3 = 114$.



$C^5 + H^6 + O^3 = C^5H^6O^3$ sol .... $+150^{Cal},3$

Combustion : $+528,2$.

St.

ACIDE DIMÉTHYLMALONIQUE.



$C^5 + H^8 + O^4 = C^5H^8O^4$ crist................ $+232^{Cal},2$

Température de fusion : $+186°$.
Combustion : $+515,3$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 920; 1889.

ACIDE ÉTHYLMALONIQUE.

$C^5 + H^8 + O^4 = C^5H^8O^4$ crist. .... $+229^{Cal},6$

Combustion : +517,9.

St.

Température de fusion : +112°.

ACIDE MÉTHYLSUCCINIQUE OU PYROTARTRIQUE.

$C^5 + H^8 + O^4 = C^5H^8O^4$ crist. ..... $+228^{Cal},4$ dissous.... $+223^{Cal},1$

Combustion : 00,0.

Loug.

Température de fusion : +112°.
Combustion : +519,4.

Loug., *A.* [6], XXIII, 197; 1891.

Dissolution : $-5^{Cal},0$ (Mass.).

			Cal
Neutralisation :	$C^5H^8O^4$ diss. + KOH diss.	....	+ 12,9
	» 2e KOH diss.	....	+ 13,6
	Total	....	+ 26,5
	$C^5H^8O^4$ diss. + NaOH diss.	....	+ 13,2
	» 2NaOH diss.	....	+ 12,5
	Total	....	+ 25,7
$C^5H^6K^2O^4$ + eau		....	− 4,6
$C^6H^7KO^4$ + eau		....	− 3,1
$C^6H^7KO^4.H^2O$ + eau		....	− 4,20

Formation des sels solides :

$C^5H^8O^4 + 2KOH = C^5H^6K^2O^4 + 2H^2O$ sol...... +44,8 ou + 22,4×2
$C^5H^8O^4 + KOH = C^5H^7KO^4 + H^2O$ sol. .... + 24,6

Massol, Mémoire cité.

Acides.

$C^5H^6O^4 = 130.$

ACIDE ITACONIQUE.

$C^5 + H^6 + O^4 = C^5H^6O^4$ crist. .... $+201^{Cal}$

Combustion : +477,5.

Loug., *A.* [6], XXIII, 191; 1891.

ACIDE MÉSACONIQUE.


$C^5 + H^6 + O^4 = C^5H^6O^4$ crist. . . . . +199^Cal,7

Combustion : +478,8. Loug.

ACIDE CITRACONIQUE.


$C^5 + H^6 + O^4 = C^5H^6O^4$ crist. . . . . +195^Cal,3

Combustion : +483,2. Loug.

Dissolution :

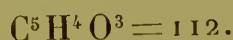
	Cal
Acide itaconique, $C^5H^6O^4$ + eau	— 5,92
Acide mésaconique	— 5,5
Acide citraconique	— 2,8

Gal. et Wr., *C. R.*, CIII, 1019; 1886.

Neutralisation :

	+ NaOH diss.	2e NaOH diss.	Somme. Cal
Acide itaconique, $C^5H^6O^4$ diss.	+12,8	+12,9 =	+ 25,7
Acide mésaconique	+13,65	+13,6 =	+ 27,25
Acide citraconique	+13,8	+13,3 =	+ 27,1

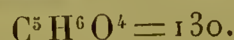
ANHYDRIDE ITACONIQUE.


$C^5H^4O^3 = 112$.


$C^5 + H^4 + O^3 = C^5H^4O^3$ sol. . . . . +117^Cal,7

Combustion : +481,8. St.

ACIDES TRIMÉTHYLÉNODICARBONIQUES.


$C^5H^6O^4 = 130$.


$C^5 + H^6 + O^4 = C^5H^6O^4$ sol. $\alpha\alpha$ . . . . +195^Cal,3
» $\alpha\beta$ . . . . +194^Cal,4

Combustion $\alpha\alpha$: +483,2.
Combustion $\alpha\beta$: +484,1. St., *J. pr. Ch.*, XLV, 482; 1891.

Cinquième section. — ACIDES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

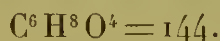
Acides.



$C^6H^{10}O^4 = 146.$

	Fusible à	Formation par éléments.	Combustion.
	°	Cal	
Adipique	+149	+241,9	+668,9
Méthyléthylmalonique	+118	+234,8	+676,0
		St., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.	
Propyléthylmalonique	+ 84	+234,4	+676,4
Isopropyléthylmalonique	+ 87	+234,4	+676,4
Diméthylsuccinique symétrique	+ 83	+236,3	+674,5
» non symétrique α	+140	+238,8	+671,7
» d° para β	+195	+239,8	+671,0
Éthylsuccinique	+ 98	+238,3	+672,2
Méthylglutarique	+ 75,8	+239,7	+670,8
		St., *J. pr. Ch.*, XL, 210; 1889.	

ACIDE ALLYLMALONIQUE.



$C^6H^8O^4 = 144.$



$C^6 + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ crist. . . . . $+203^{Cal},7$

St.

Combustion : +638,1.

ÉTHER DIÉTHYLIQUE DE L'ACIDE DIMÉTHYLSUCCINIQUE.



$C^{10}H^{18}O^4$ ou $(C^2H^5)^2C^6H^8O^4$ non symétriques = 202.

	α.	β.
$C^{10} + H^{18} + O^4 = C^{10}H^{18}O^4$	+ 265,8	+ 259,1
Combustion	+1298,2	+1304,9

Oss., *A.* [6], XX, 390; 1890.

ACIDE TÉTRAMÉTHYLÉNODICARBONIQUE.



$C^6H^8O^4 = 144.$

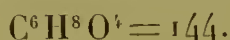


$C^6 + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ solide αα. . . . . $+199^{Cal},4$

St.

Combustion : +642,4.

ACIDES HYDROMUCONIQUES.

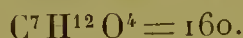

$C^6H^8O^4 = 144$.

	αβ.	βγ.
$C^6 + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ sol. . . .	$+212^{Cal},7$	$+212,4$
Combustion	$+629^{Cal},1$	$+629,4$

St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Sixième section. — ACIDES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PIMÉLIQUE.

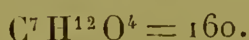

$C^7H^{12}O^4 = 160$.

$C^7 + H^{12} + O^4 = C^7H^{12}O^4$ crist. . . . . $+245^{Cal},6$

St., *J. pr. Ch.*, XL, 215; 1889.

Combustion : $+828,9$.

ACIDE DIÉTHYLMALONIQUE.

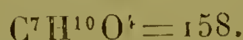

$C^7H^{12}O^4 = 160$.

$C^7 + H^{12} + O^4 = C^7H^{12}O^4$ crist. . . . . $+241^{Cal},2$

Combustion : $+832,9$.

St., *J. pr. Ch.*, L, 1894.

ACIDE TÉRACONIQUE.


$C^7H^{10}O^4 = 158$.

$C^7 + H^{10} + O^4 = C^7H^{10}O^4$ crist. . . . . $+208^{Cal},7$

Combustion : $+796,4$.

Ossipoff, *A.* [6], XX, 381; 1890.

ACIDE PENTAMÉTHYLÉNODICARBOXYLIQUE = 158.

$C^7 + H^{10} + O^4 = C^7H^{10}O^4$ crist	$+229^{Cal},1$
Combustion	$+776^{Cal},0$

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 475; 1891.

Septième section. — ACIDES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE SUBÉRIQUE.



$C^8H^{14}O^4 = 174$.

$C^8 + H^{14} + O^4 = C^8H^{14}O^4$ crist.	$+ 247^{Cal},9$
Combustion	$+ 989^{Cal},5$

LOUG., *A.* [6], XXIII, 199; 1891.

ACIDE DIMÉTHYLADIPIQUE SYMÉTRIQUE.



$C^8H^{14}O^4 = 250,8$.

$C^8 + H^{14} + O^4 = C^8H^{14}O^4$ crist.	$+ 250^{Cal},8$
Combustion	$+ 986^{Cal},6$

ST., *Z. ph. Ch.*, VI, 346.

ACIDE ÉTHYLPROPYLMALONIQUE.

$C^8 + H^{14} + O^4 = C^8H^{14}O^4$ crist.	$+ 247^{Cal},4$
Combustion	$+ 98^{Cal},9$

ST.

ACIDE HEXAHYDROTÉRÉPHTALIQUE.



$C^8H^{12}O^4 = 172$. Deux isomères.

	Cis.	Fum.
$C^8 + H^{12} + O^4 = C^8H^{12}O^4$ sol.	$+239^{Cal},8$	$+ 238^{Cal},9$
Combustion	$+928^{Cal},6$	$+ 929^{Cal},5$

ST.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE ISOMÈRE FUMAROÏDE.



$(CH^3)^2C^8H^{10}O^4 = 200$.

$C^{10} + H^{16} + O^4 = C^{10}H^{16}O^4$ sol.	$+ 221^{Cal},1$
Combustion	$+1273^{Cal},9$

ST.

ACIDE TÉTRAHYDROPHTALIQUE.

$C^8H^{10}O^4 = 170$. Deux isomères.

	Δ_1.	Δ_2.
$C^8 + H^{10} + O^4 = C^8H^{10}O^4$ sol.	$+216^{Cal},6$	$+217^{Cal},8$
Combustion	$+882^{Cal},8$	$+881^{Cal},6$
		ST.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE Δ_1.

$(CH^3)^2C^8H^8O^4 = 198$.

$C^{10} + H^{14} + O^4 = C^{10}H^{14}O^4$ sol.	$+199^{Cal},2$
Combustion	$+1226^{Cal},8$
	ST.

ACIDE DIHYDROPHTALIQUE.

$C^8H^8O^4 = 168$. Quatre isomères.

	Ortho.	$\Delta_{2,5}$.	Δ_{1-4}téré.	Δ_{1-5}téré.
$C^8 + H^8 + O^4 = C^8H^8O^4$ sol.	$+187^{Cal},3$	$+185^{Cal},0$	$+194^{Cal},3$	$+187^{Cal},7$
Combustion	$+843^{Cal},1$	$+845^{Cal},4$	$+836^{Cal},1$	$+842^{Cal},7$

ST. *J. pr. Ch.*, XLIII, 538.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE DIHYDROTÉRÉPHTALIQUE Δ_{1-4}.

$(CH^3)^2C^8H^6O^4 = 196$.

$C^{10} + H^{12} + O^4 = C^{10}H^{12}O^4$ sol.	$+175^{Cal},7$
Combustion	$+1181^{Cal},3$
	ST.

ACIDES PHTALIQUES.

$C^8H^6O^4 = 166$. Trois isomères.

	Ortho.		Méta.	Para.
$C^8 + H^6 + O^4 = C^8H^6O^4$ sol. . .	$+189^{Cal},8$	diss. $+184^{Cal},6$	sol. $+192^{Cal},6$	sol. $+190^{Cal},5$

ST. *J. pr. Ch.*, XL, 138; 1889.

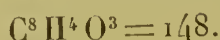
Loug. a trouvé $+182^{Cal},4$ pour l'acide ortho.

LOUG., *A.* [6], XXIII, 223; 1891.

	Ortho.	Méta.	Para.
Combustion	+771,6 ou 779,0	+768,8	+770,9

Dissolution : $C^8H^6O^4$ ortho + eau : $-4^{Cal},87$ (Colson).

ANHYDRIDE PHTALIQUE (ORTHO).

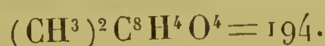

$C^8H^4O^3 = 148$.



$C^8 + H^4 + O^3 = C^8H^4O^3$ sol	$+109^{Cal},4$
Combustion	$+783^{Cal},0$

LOUG., *A*. [6], XXIII, 216; 1891.

ÉTHERS DIMÉTHYLPHTALIQUES.


$(CH^3)^2C^8H^4O^4 = 194$.

	Ortho.		Téré.	Méta.
	Cal	Cal	Cal	Ca
$o + H^{10} + O^4 = C^{10}H^{10}O^4$ sol.	$+$ 174,1	liq. $+$ 167,6	sol. $+$ 175,5	sol. $+$ 176,7
ombustion	$+$1113,9	$+$1120,4	$+$1112,5	$+$1111,7

ST. *J. pr. Ch.*, XL, 348; 1889; XLIII, 538; 1890.

PHTALATES.

COLSON, *A*. [6], VIII, 282; 1886.

Neutralisation de l'acide :

	Cal
Neutralisation : $C^8H^6O^4$(ortho) diss. $+$ NaOH dissoute	$+$ 14,7
» $+$ 2^{e}NaOH dissoute	$+$ 12,6
Total : 2NaOH dissoute	$+$ 27,3
$C^8H^6O^4$ ortho solide diss. dans un excès NaOH étendue	$+$ 22,1
» méta »	$+$ 17,4
» para »	$+$ 16,3

Dissolution : $C^8H^4Na^2O^4 +$ eau :

Sel ortho	$+$ 0,24
Sel méta	$-$ 0,80
Sel para	$-$ 0,60

Formation des sels solides :

$C^8H^6O^4 + 2NaOH = C^8H^4Na^2O^4 + 2H^2O$ solide ortho	$+$ 41,9
» méta	$+$ 40,4
» para	$+$ 39,1
$C^4H^4Ag^2O^4$ ortho (équat. semblable à la précédente)	$+$ 12,0
» para	$+$ 13,2
» méta	$+$ 9,9
$C^4H^4Pb^2O^4$ ortho	$+$ 11,1
» para	$+$ 9,4
» méta	$+$ 8,2

Huitième section. — ACIDES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

ACIDE AZÉLAÏQUE.

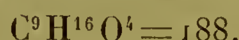

$C^9H^{16}O^4 = 188$.


$C^9 + H^{16} + O^4 = C^9H^{16}O^4$ crist .... $+ 259^{Cal},4$


Combustion .... $+ 1141^{Cal},3$

St. *J. pr. Ch.*, XL, 216; 1889.

ACIDE DIPROPYLMALONIQUE.

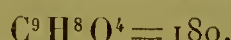

$C^9H^{16}O^4 = 188$.


$C^9 + H^{16} + O^4 = C^9H^{16}O^4$ crist .... $+ 254^{Cal},6$


Combustion .... $+ 1146^{Cal},1$

St., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

ACIDE UVITINIQUE (MÉSIDIQUE).


$C^9H^8O^4 = 180$.

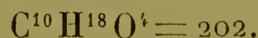

$C^9 + H^8 + O^4 = C^9H^8O^4$ .... $+ 195^{Cal},8$

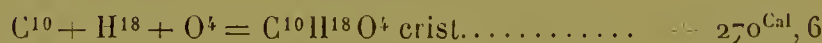

Combustion .... $+ 928^{Cal},9$

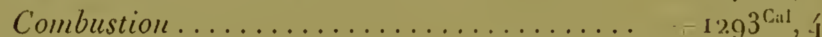
St., *J. pr. Ch.*, XL, 139; 1889.

Neuvième section. — ACIDES RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE SÉBACIQUE.

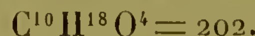

$C^{10}H^{18}O^4 = 202$.


$C^{10} + H^{18} + O^4 = C^{10}H^{18}O^4$ crist .... $+ 270^{Cal},6$


Combustion .... $+ 1293^{Cal},4$

Loug., *A.* [6], XXIII, 200; 1891.

ACIDE HEPTYLMALONIQUE.

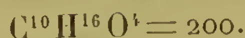

$C^{10}H^{18}O^4 = 202$.


$C^{10} + H^{18} + O^4 = C^{10}H^{18}O^4$ crist .... $+ 261^{Cal},3$


Combustion .... $+ 1302^{Cal},7$

St., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

ACIDE CAMPHORIQUE.


$C^{10}H^{16}O^{4} = 200.$

	Droit.	Gauche.	Racémique.	Iso.
· $H^{16} + O^{4} = C^{10}H^{16}O^{4}$ crist..	$+ 253^{Cal},2$	$+ 249^{Cal},2$	$+ 241^{Cal},5$	$+ 244^{Cal},1$
bustion..................	$+1241,8$	$+1245,8$	$+1253,5$	$+1250,9$

Loug., *A.* [6], XVIII, 384; 1889; XXIII, 221; 1891.

Dissolution :

$C^{10}H^{16}O^{4}$ diss. + eau .... — $0^{Cal},5$ envir.

Neutralisation :

$C^{10}H^{16}O^{4}$ (droit) diss. + NaOH diss., à 18°............	+	13,57
« + 2NaOH diss	+	12,70
Total : 2NaOH dissoute............	+	26,27

B., *A.* [6], VII, 198; 1886.

ANHYDRIDE CAMPHORIQUE.


$C^{10}H^{14}O^{3} = 182.$

$C^{10} + H^{14} + O^{3} = C^{10}H^{14}O^{3}$ sol .... $+ 163^{Cal},8$

Combustion .... $+1262^{Cal},1$

Loug., *A.* [6], XXIII, 225; 1891.

ACIDE BENZYLMALONIQUE.


$C^{10}H^{10}O^{4} = 194.$

$C^{10} + H^{10} + O^{4} = C^{10}H^{10}O^{4}$ crist........................ $+ 220^{Cal},1$

Combustion .... $+1085^{Cal},9$

St., *J. pr. Ch.*, XLIX, 128; 1894.

ACIDE BENZALMALONIQUE.


$C^{10}H^{8}O^{4} = 192.$

$C^{1} + H^{8} + O^{4} = C^{10}H^{8}O^{4}$ crist .... $+ 162^{Cal},2$

Combustion...................................... $+1056^{Cal},8$

St., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

Dixième section. — ACIDES RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE OCTYLMALONIQUE.



$C^{11}H^{20}O^{4} = 216.$

$C^{11} + H^{20} + O^{4} = C^{11}H^{20}O^{4}$ crist. . . . . $+ 268^{Cal},8$

Combustion . . . . $+1458^{Cal},5$

St., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

Onzième section. — ACIDES RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE NAPHTALIQUE.



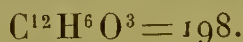
$C^{12}H^{8}O^{4} = 216.$

$C^{12} + H^{8} + O^{4} = C^{12}H^{8}O^{4}$ crist . . . . $+ 162^{Cal},6$

Combustion . . . . $+1245^{Cal},2$

Loug., *A.* [6], XXIII, 227; 1891.

ANHYDRIDE NAPHTALIQUE.



$C^{12}H^{6}O^{3} = 198.$

$C^{12} + H^{6} + O^{3} = C^{12}H^{6}O^{3}$ sol. . . . . $+ 81^{Cal},0$

Combustion. . . . . $+1257^{Cal},6$

Loug., *A.* [6], XXIII, 227; 1891.

Douzième, treizième, quatorzième sections. ACIDES RENFERMANT TREIZE, QUATORZE, QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Quinzième section. — ACIDES RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE DIPHÉNYLSUCCINIQUE.


$C^{16}H^{14}O^4 = 270$.

Plusieurs isomères.

	$\alpha + H^2O$.	α.	$\alpha + C^2H^6O$ (acétone).	β.
C^{16} ... $^{14} + O^4$ = ... $H^{14}O^4$	$+ 142^{Cal},7$	$+ 180^{Cal},6$	$+ 243^{Cal},8$	$+ 184^{Cal},1$ ou $+ 168^{Cal},1$
Co...stion..	$+1849,1$ (Oss.)	$+1811,2$ (St.)	$+2237,9$ (St.)	$+1807,7$ (St.) ou $+1823,7$ (Oss.)

Oss., *A.* [6], XX, 382; 1890.

Résultats peu concordants.

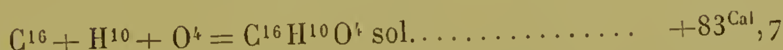
St., *Z. ph. Ch.*, VI, 348.

ACIDE DIPHÉNYLMALÉIQUE.


$C^{16}H^{12}O^4 = 268$.

ANHYDRIDE DIPHÉNYLMALÉIQUE.


$C^{16}H^{10}O^4 = 250$.


$C^{16} + H^{10} + O^4 = C^{16}H^{10}O^4$ sol. . . . . $+83^{Cal},7$

Combustion : $+1770,1$.

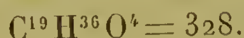
St.

Seizième et dix-septième sections. — ACIDES RENFERMANT DIX-SEPT ET DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dix-huitième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

ACIDE CÉTYLMALONIQUE.


$C^{19}H^{36}O^4 = 328$.


$C^{19} + H^{36} + O^4 = C^{19}H^{36}O^4$ crist. . . . . $+326^{Cal},0$

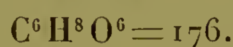
Combustion : $+2707,0$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

CHAPITRE III.

ACIDES TRIBASIQUES A FONCTION SIMPLE.

ACIDE TRICARBALLYLIQUE.


$C^6H^8O^6 = 176.$


$C^6 + H^8 + O^6 = C^6H^8O^6$ crist. .... $+326^{Cal},8$

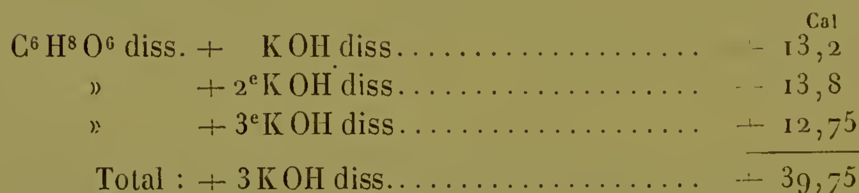
Combustion : $+515,0$.

LOUG., *A.* [6], XXIII, 207; 1891.

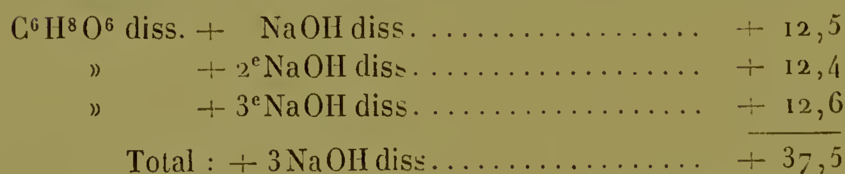

Dissolution : $C^6H^8O^6$ + eau .... $-\ 6^{Cal},5$

MASSOL, *A.* [7], I, 212; 1894.

SELS.



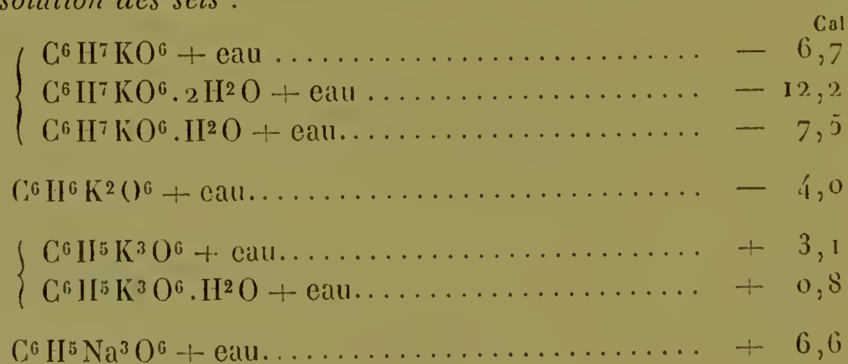
	Cal
$C^6H^8O^6$ diss. + KOH diss	+ 13,2
» + 2ᵉ KOH diss	+ 13,8
» + 3ᵉ KOH diss	+ 12,75
Total : + 3 KOH diss	+ 39,75



$C^6H^8O^6$ diss. + NaOH diss	+ 12,5
» + 2ᵉ NaOH diss	+ 12,4
» + 3ᵉ NaOH diss	+ 12,6
Total : + 3 NaOH diss	+ 37,5

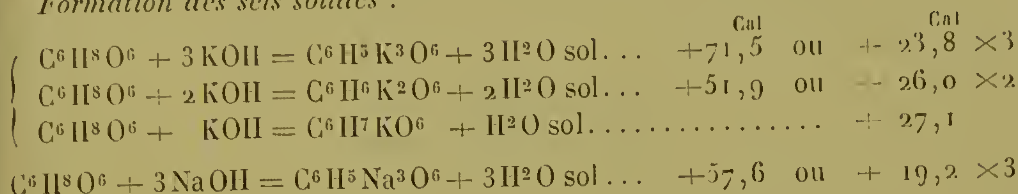
MASSOL, *A.* [7], I, 212; 1894.

Dissolution des sels :



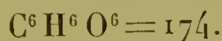
	Cal
$C^6H^7KO^6$ + eau	— 6,7
$C^6H^7KO^6.2H^2O$ + eau	— 12,2
$C^6H^7KO^6.H^2O$ + eau	— 7,5
$C^6H^6K^2O^6$ + eau	— 4,0
$C^6H^5K^3O^6$ + eau	+ 3,1
$C^6H^5K^3O^6.H^2O$ + eau	+ 0,8
$C^6H^5Na^3O^6$ + eau	+ 6,6

Formation des sels solides :



	Cal		Cal
$C^6H^8O^6 + 3KOH = C^6H^5K^3O^6 + 3H^2O$ sol...	+71,5	ou	+23,8 ×3
$C^6H^8O^6 + 2KOH = C^6H^6K^2O^6 + 2H^2O$ sol...	+51,9	ou	+26,0 ×2
$C^6H^8O^6 + KOH = C^6H^7KO^6 + H^2O$ sol................			+27,1
$C^6H^8O^6 + 3NaOH = C^6H^5Na^3O^6 + 3H^2O$ sol...	+57,6	ou	+19,2 ×3

ACIDE ACONITIQUE.



$C^6H^6O^6 = 174$.



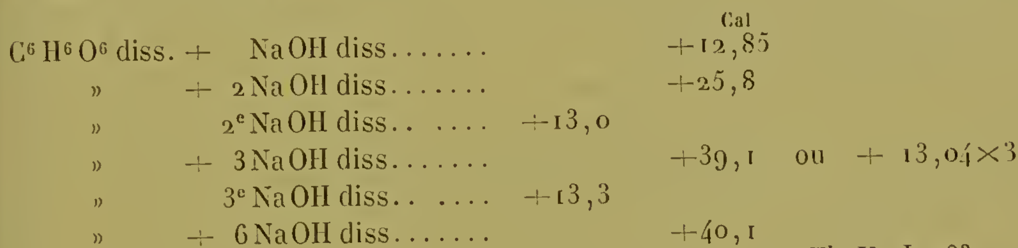
$C^6 + H^6 + O^6 = C^6H^6O^6$ sol.... .... +294^Cal,8

Combustion : +478,0.

Loug., *A.* [6], XXIII, 416; 1891.



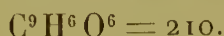
Dissolution : $C^6H^6O^6$ + eau .... — 4^Cal,2



		Cal		
$C^6H^6O^6$ diss. + NaOH diss.......		+12,85		
» + 2NaOH diss.......		+25,8		
» 2e NaOH diss..	+13,0			
» + 3NaOH diss.......		+39,1	ou	+13,04×3
» 3e NaOH diss..	+13,3			
» + 6NaOH diss.......		+40,1		

Th. U., I, 283.

ACIDE TRIMÉSIQUE.



$C^9H^6O^6 = 210$.

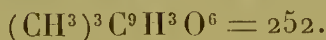


$C^9 + H^6 + O^6 = C^9H^6O^6$ sol............................... +288^Cal,1

Combustion : +767,6.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 140; 1889.

ÉTHER TRIMÉTHYLTRIMÉSIQUE.



$(CH^3)^3C^9H^3O^6 = 252$.



$C^{12} + H^{12} + O^6 = C^{12}H^{12}O^6$ crist............................ +253^Cal,1

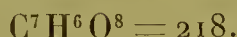
Combustion : +1292,5.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 351; 1889.

CHAPITRE IV.

ACIDES TÉTRABASIQUES A FONCTION SIMPLE.

ACIDE TRIMÉTHYLÉNOTÉTRACARBONIQUE $\alpha\alpha\beta\beta$.

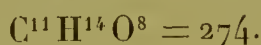

$C^7H^6O^8 = 218$.


$C^7 + H^6 + O^8 = C^7H^6O^8$ sol.................. $+384^{Cal},1$

Combustion : $+483,0$.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 482; 1891.

ÉTHER TÉTRAMÉTHYLIQUE DE CET ACIDE.

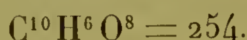

$C^{11}H^{14}O^8 = 274$.


$C^{11} + H^{14} + O^8 = C^{11}H^{14}O^8$ sol............... $+349^{Cal},9$

Combustion : $+1170,4$.

St.

ACIDE PYROMELLIQUE.


$C^{10}H^6O^8 = 254$.

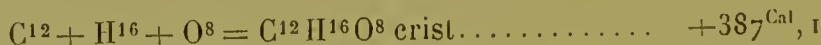

$C^{10} + H^6 + O^8 = C^{10}H^6O^4$ crist.............. $+372^{Cal},6$

Combustion : $+774,4$.

St., *J. pr. Ch.*, XL; 1889.

ÉTHER TÉTRAMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE TÉTRAMÉTHYLÉNODICARBONIQUE.


$C^{12}H^{16}O^8 = 276$.


$C^{12} + H^{16} + O^8 = C^{12}H^{16}O^8$ crist............. $+387^{Cal},1$

Combustion : $+1302,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XLV; 1891.

CHAPITRE V.

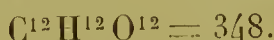
ACIDES PENTABASIQUES A FONCTION SIMPLE.

Pour mémoire.

CHAPITRE VI.

ACIDES HEXABASIQUES A FONCTION SIMPLE.

ACIDE HEXAHYDROMELLIQUE.

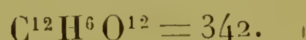

$C^{12}H^{12}O^{12} = 348.$


$C^{12} + H^{12} + O^{12} = C^{12}H^{12}O^{12}$ crist. . . . . $+621^{Cal},7$

Combustion : $+923,9$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIII, 538; 1890.

ACIDE MELLIQUE.


$C^{12}H^{6}O^{12} = 342.$


$C^{12} + H^{6} + O^{12} = C^{12}H^{6}O^{12}$ crist. . . . . $+550^{Cal},4$ diss. . . . . $+546^{Cal},7$

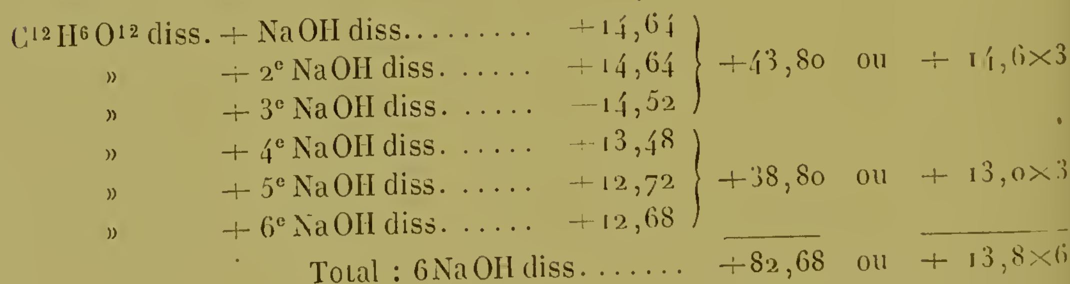
Combustion : $+788,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 143; 1889.


Dissolution : $C^{12}H^{6}O^{12}$ + eau, à 20° . . . . $+\ 3^{Cal},67$

B., *A.* [6], VII, 195; 1886.

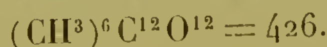
Neutralisation :



$C^{12}H^{6}O^{12}$ diss. + NaOH diss.	+14,64	+43,80 ou + 14,6×3	
» + 2ᵉ NaOH diss.	+14,64		
» + 3ᵉ NaOH diss.	+14,52		
» + 4ᵉ NaOH diss.	+13,48	+38,80 ou + 13,0×3	
» + 5ᵉ NaOH diss.	+12,72		
» + 6ᵉ NaOH diss.	+12,68		
Total : 6NaOH diss.		+82,68 ou + 13,8×6	

B., *A.* [6], VII, 195; 1886.

ÉTHER HEXAMÉTHYLMELLIQUE.


$(CH^{3})^{6}C^{12}O^{12} = 426.$


$C^{18} + H^{18} + O^{12} = C^{18}H^{18}O^{12}$ sol. . . . . $+492^{Cal},8$

Combustion : $+1825,6$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 353; 1889.

ACIDES.

—

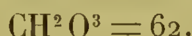
DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE OU MIXTE.

CHAPITRE I.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT UN ATOME DE CARBONE.

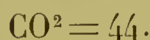
ACIDE CARBONIQUE.



$CH^2O^3 = 62.$

Acide-alcool. Inconnu à l'état libre.

ANHYDRIDE.



$CO^2 = 44.$

Sels normaux : $CHMO^3$.
Sels basiques (*alcoolates*) : CM^2O^3.

Voir CHIMIE MINÉRALE, p. 128 : *Dérivé sulfuré* ou *sulfure de carbone*, p. 165; *Chlorure acide* ou *oxychlorure de carbone*, p. 159; *Éthers. Dérivés amidés : acide cyanique*, p. 170; *Acide sulfocyanique*, p. 174; *Chlorure et iodure de cyanogène*, p. 168. CHIMIE ORGANIQUE : *Dérivés alcooliques*, p. 446, 450; *Dérivés amidés*, etc.

CHAPITRE II.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE GLYCOLLIQUE.

$C^2H^4O^3 = 76$...acide alcool.

$C^2 + H^4 + O^3 = C^2H^4O^3$ crist.. $+160^{Cal},3$ dissous.. $+157^{Cal},5$

Chaleur de combustion : $+166,3$.

Loug., *A.* [6], XXIII, 212; 1891.

Dissolution, vers 10° : $-2^{Cal},76$.

SELS.

Fo., *A.* [6], III, 190; 1884.

	Neutralisation.	Formation du sel, tous corps solides.
	Cal	
$C^2H^4O^3$ diss. + NaOH dissoute	+13,6	$+24^{Cal},5$
» KOH dissoute......	+13,7	+26,4
» AzH^3 dissoute	+12,2	+21,5 (AzH^3 gaz)
$2C^2H^4O^3$ diss. + $CaO.H^2O$ dissoute .	+28,2 ou +14,5 × 2	+26,8 ou +13,4 × 2
» $SrO.H^2O$ dissoute .	+28,0 ou +14,0 × 2	+36,0 ou +18,0 × 2
» $BaO.H^2O$ dissoute .	+27,8 ou +13,9 × 2	+40,1 ou +20,0 × 2
» $MgO.H^2O$ précip ..	+27,5 ou +13,7 × 2	+18,8 ou +9,4 × 2
» $ZnO.H^2O$ précipité.	+20,8 ou +10,4 × 2	+14,0 ou +7,0 × 2
» $CuO + H^2O$.......	+15,2 ou +7,6 × 2	+12,6 ou +6,3 × 2
» $PbO + H^2O$.......	+15,1 ou +7,55 × 2	+16,6 ou +8,3 × 2

La formation de $C^2H^3NaO^2$ en présence de $13H^2O$, dégage. $+14^{Cal},3$ (p. 207 du Mém. cité)

Dissolution :

	Cal		Cal		
$C^2H^3NaO^3$ + eau.....	—2,46	Sel. $\frac{1}{2}H^2O$ + eau...	—3,5		
$C^2H^3KO^3$ + eau......	—1,64	Sel. $\frac{1}{2}H^2O$ + eau...	—4,7		
$C^2H^4O^3.AzH^3$ + eau..	3,23				
$(C^2H^3O^3)^2Ca$ + eau ..	—1,62	Sel. $3H^2O$	—3,53	$5H^2O$...	—7,80
$(C^2H^3O^3)^2Ba$ + eau ..	—5,08				
$(C^2H^3O^3)^2Sr$ + eau...	—1,20				
$(C^2H^3O^3)^2Mg$ + eau..	—4,40	Sel. H^2O..........	—1,52		
$(C^2H^3O^3)^2Zn$ + eau ..	—0,66	Sel. H^2O	—4,06		
$(C^2H^3O^3)^2Cu$ + eau ..	—1,62				
$(C^2H^3O^3)^2Pb$ + eau ..	—5,74				

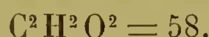
SELS BASIQUES.

		Cal
$C^2H^3NaO^3$ diss. + NaOH diss	+	0,8
» + 2 NaOH diss	+	1,0
{ 10 $C^2H^3NaO^3$ diss. + NaOH diss	+	3,8
{ En liqueur concentrée (22 H^2O)	+	1,91
Sel solide :		
$C^2H^3Na^2O^3$ + eau	+	9,2
Dissolution :		
$C^2H^3Na^2O^3.2H^2O$ + eau	—	0,36
$C^2H^3NaO^3 + NaHO = C^2H^2Na^2O^3 + H^2O$ sol	+	0,0
$C^2H^3AmO^3$ diss. + AzH^3 diss	+	0,25

SELS ACIDES.

{ $C^2H^3NaO^3$ diss. + $C^2H^4O^3$ diss	+	0,20
{ En liqueur concentrée (22 H^2O)	+	0,46
$C^2H^3NaO^3$ diss. + 2 $C^2H^4O^3$ diss	+	0,38
$C^2H^3AmO^3$ diss. + $C^2H^4O^3$ diss	+	0,21
Dissolution : $C^2H^3NaO^3.C^2H^4O^3$ crist. + eau	—	8,0
Sel solide : $C^2H^3NaO^3$ sol. + $C^2H^4O^3$ sol	+	2,9
$C^2H^3AmO^3.C^2H^4O^3$ + eau	—	9,7
$C^2H^3AmO^3$ sol. + $C^2H^4O^8$ sol	+	3,9

ANHYDRIDE (GLYCOLIDE).


$C^2H^2O^2 = 58.$

		Cal
$C^2 + H^2 + O^2 = C^2H^2O^2$ sol	+	90,2
Fo.		
$C^2H^2O^2$ sol. + H^2O liq	+	1,12
$C^2H^2O^2$ sol. + H^2O sol	—	0,31

Combustion : +167,4.

Réaction mesurée :

$C^2H^2O^2$ dissous dans NaOH dissoute, en proportion exacte	+	12,0

Voir Glyoxal, p. 522.

ACIDE GLYOXYLIQUE.


$C^2H^4O^4 = 92$... Acide aldéhyde.

$C^2 + H^4 + O^4 = C^2H^4O^4$ crist ..... $+201^{Cal},1$ dissous..... $+198^{Cal},6$

$C^2 + H^2 + O^3 + H^2O$ sol ..... $+130^{Cal},8$

B. et Mat., *A.* [6], XXVIII, 137, 139; 1893.

Combustion :



$C^2H^4O^4 + O^2 = 2CO^2 + 2H^2O$ .... $+125^{Cal},5$

Dissolution : $-2^{Cal},50$, vers 11°.

SELS.

Fo., *C. R.*, CI, 1495; 1885.

$C^2H^4O^4$ diss. + NaOH diss.	+ 13,23
» + 2ᵉ NaOH	+ 2,01
» + 3ᵉ NaOH	+ 0,6
Total : 3 NaOH diss.	+ 15,84



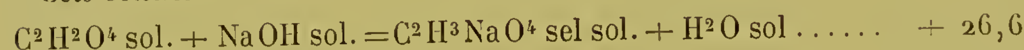






$C^2H^4O^4$ diss. + AzH^3 diss	+ 12,15
$C^2H^4O^4$ diss. + $\frac{1}{2}$CaO diss	+ 14,0
Dissolution : $C^2H^3NaO^4$ + eau	− 4,8
$C^4H^6CaO^8$ + eau	− 2,24

Sels solides :



$C^2H^2O^4$ sol. + NaOH sol. = $C^2H^3NaO^4$ sel sol. + H^2O sol ...... + 26,6



$2C^2H^4O^4$ sol. + $CaO.H^2O$ sol.



= $C^2H^6CaO^8$ + H^2O sol..................... +31,2 ou + 15,6×2



CHAPITRE III.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

ACIDE LACTIQUE.

$C^3H^6O^3 = 90$. Acide alcool.

$C^3 + H^6 + O^3 = C^3H^6O^3$ liq .... $+167^{Cal},4$

Combustion : +329,5.

Ce chiffre a été calculé d'après la combustion de son éther.

Loug., *A.* [6], XXIII, 210; 1891.

Neutralisation : $C^3H^6O^3$ diss.	$+\frac{1}{2}$NaOH diss	+ 6,8
»	+ NaOH diss. (totale) ...	+ 13,5
»	+ 2^e NaOH diss	+ 0,2

B., *A.* [4], XXIX, 325; 1873.

ÉTHER LACTIQUE.

$C^2H^5(C^3H^5O^3) = 118$.

$C^5 + H^{10} + O^3 = C^5H^{10}O^3$ liq .... $+160^{Cal},5$

Combustion : +656,0.

Loug. *A.* [6], VIII, 136; 1886.

ACIDE GLYCÉRIQUE.

$C^3H^6O^4$. Acide bibasique-alcool.

		Cal
$C^3H^6O^4$ diss.	+ NaOH diss	+ 11,33
»	2e NaOH diss	+ 12,13
Total.	2NaOH	+ 23,46
»	3e NaOH diss	Nul.

Gal. et Wr., *C. R.*, CIII, 1199; 1886.

ACIDE MÉSOXALIQUE.

$C^3H^2O^6 = 136$. Acide bibasique-aldéhyde.



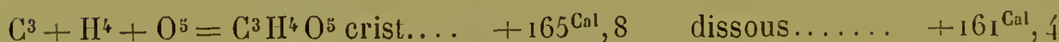
$C^3 + H^2 + O^6 = C^3H^2O^6$ crist. . . . . $+292^{Cal},7$

Combustion : $+128,3$.

MATIGNON, *A.* [6], XXVIII, 302; 1893.

ACIDE TARTRONIQUE.

$C^3H^4O^5 = 120$. Acide bibasique-alcool.



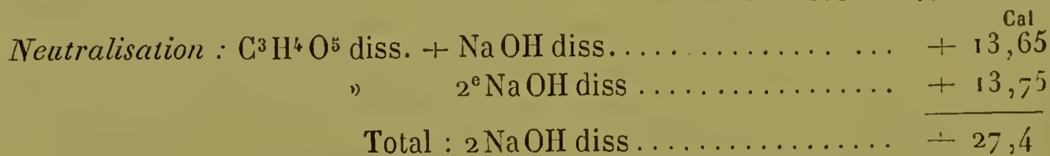
$C^3 + H^4 + O^5 = C^3H^4O^5$ crist. . . . $+165^{Cal},8$ dissous. . . . . . . $+161^{Cal},4$

Combustion : $+255,1$.

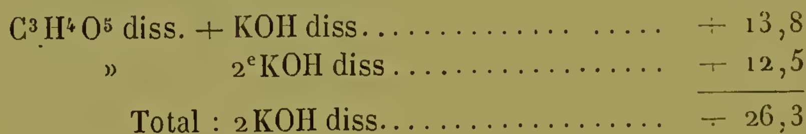
MATIGNON, *A.* [6], XXVIII, 304; 1893.

Dissolution : $-3^{Cal},75$.

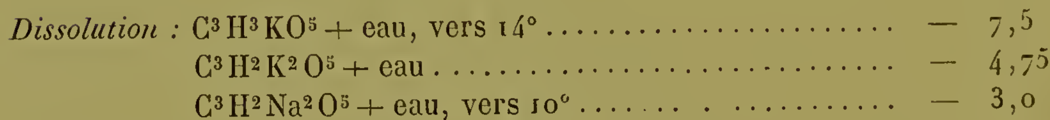
MASSOL, *A.* [7], I, 177; 1894.



		Cal
Neutralisation :	$C^3H^4O^5$ diss. + NaOH diss.	$+13,65$
	» 2ᵉ NaOH diss	$+13,75$
	Total : 2 NaOH diss	$+27,4$

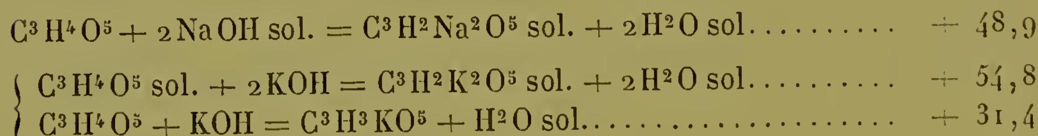


	$C^3H^4O^5$ diss. + KOH diss.	$+13,8$
	» 2ᵉ KOH diss	$+12,5$
	Total : 2 KOH diss.	$+26,3$



Dissolution :	$C^3H^3KO^5$ + eau, vers 14°	$-7,5$
	$C^3H^2K^2O^5$ + eau	$-4,75$
	$C^3H^2Na^2O^5$ + eau, vers 10°	$-3,0$

Formation des sels solides :



$C^3H^4O^5 + 2NaOH$ sol. $= C^3H^2Na^2O^5$ sol. $+ 2H^2O$ sol.	$+48,9$
$C^3H^4O^5$ sol. $+ 2KOH = C^3H^2K^2O^5$ sol. $+ 2H^2O$ sol.	$+54,8$
$C^3H^4O^5 + KOH = C^3H^3KO^5 + H^2O$ sol.	$+31,4$



CHAPITRE IV.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE OXYISOBUTYRIQUE.

$C^4H^8O^3 = 104$. Acide alcool.

$C^4 + H^8 + O^3 = C^4H^8O^3$ liq . . . . +181^Cal^,2

Chaleur de combustion : +472,0.

Loug., *A.* [6], XXIII, 212; 1891.

ACIDE MALIQUE.

$C^4H^6O^5 = 134$... Acide bibasique-alcool.

Massol, *A.* [7], I, 178; 1894.

		Cal
Dissolution : $C^4H^6O^5$ crist. + eau, à 15°	—	3,3
Neutralisation : $C^4H^6O^5$ diss. + NaOH diss. . . .	+	12,4
» 2e NaOH diss .	+	12,6
Total : 2NaOH dissoute. .	+	24,9
$C^4H^6O^5$ diss. + KOH diss.	+	13,4
» 2e KOH diss	+	12,85
Total : 2KOH diss	+	26,25

Dissolution des sels :

$C^4H^5KO^5$ + eau	—	5,8
$C^4H^5KO^5.H^2O$ + eau	—	6,6
$C^4H^4K^2O^5$ + eau, vers 20°	+	1,55
$C^4H^5NaO^5$ + eau, vers 21°	—	1,66
$C^4H^5NaO^5.H^2O$ + eau, à 18°	—	2,67
$C^4H^4Na^2O^5$ + eau, vers 21°	+	1,78

Formation des sels solides :

$C^4H^6O^5 + 2KOH = C^4H^4K^2O^5 + 2H^2O$ sol. .	+	47,0
$C^4H^6O^5 + KOH = C^4H^5KO^5 + H^2O$ sol.	+	29,6
$C^4H^6O^5 + 2NaOH = C^4H^4Na^2O^5 + 2H^2O$ sol.	+	41,9
$C^4H^6O^5 + NaOH = C^4H^5NaO^5 + H^2O$ sol. . .	+	21,9

ACIDE TARTRIQUE.

$C^4H^6O^6 = 150$. Acide bibasique-alcool.

$C^4 + H^6 + O^6 = C^4H^6O^6$ crist. (droit ou gauche) .... +302^{Cal},3
$C^4 + H^6 + O^6 = C^4H^6O^6$ (ac. racémique) .... +305^{Cal},5

OSSIPOFF, *A.* [6], XX, 388; 1890.

$C^4H^6O^6$ droit + $C^4H^6O^6$ gauche
= $2C^4H^6O^6$ (ac. racémique) .... +4^{Cal},41 ou + 2,20×5

B. et JUNG., *A.* [5], VI, 151; 1875.

Combustion :

Acide droit ou gauche .... +281^{Cal},0
Acide racémique .... +278,7

Dissolution : —3^{Cal},45.

Neutralisation :

B., *A.* [5], IV, 110; 1875, et *A.* [6], XXIII, 567; 1891.

$C^4H^6O^6$ diss. + KOH diss.		+13,1	
» + 2^e KOH diss.		+12,3	
	Total. 2KOH diss.	+25,4	ou + 12,72×2
$C^4H^6O^6$ diss. + NaOH diss.		+12,7	
» + 2^e NaOH diss.		+12,6	
	Total. 2NaOH diss.	+25,3	
$C^4H^6O^6$ diss. + AzH^3 diss.		+11,2	
» + 2^e AzH^3 diss.		+11,6	
	Total. 2AzH^3 diss.	+22,8	
$C^4H^6O^6$ diss. + CaO diss. = sel dissous		+26,9	
» sel précipité		+28,7	

$C^4H^4Na^2O^6$ diss. + $2AzO^3Ag$ diss.
= $2AzO^3Na$ diss. + $C^4H^4Ag^2O^6$ pr. ..... d'abord + 1,1 puis + 4,5

d'où

$C^4H^6O^6$ diss. + Ag^2O
= $C^4H^4Ag^2O^6$ précip. + H^2O .... + 9,5 à + 12,9

Dissolution des sels :

B., *A.* [5], IV, 110, 1875.

$C^4H^4K^2O^6$ + eau .... — 3,56
$C^4H^4K^2O^6.\frac{1}{2}H^2O$ + eau .... — 5,56
$C^4H^5KO^6$ + eau, vers 12° .... — 11,6

Jo., *A.* [5], XXVI, 530; 1882.
GUNTZ, *A.* [6], XIII, 399; 1888.

	Cal
$C^4H^4Na^2O^6$ + eau	— 1,12
$C^4H^4Na^2O^6.2H^2O$ + eau	— 5,88
$C^4H^4NaHO^6$ + eau	— 5,66
$C^4H^4NaHO^6.H^2O$ + eau	— 8,54
B.	

Sel double :

$C^4H^4NaKO^6$ + eau	— 1,87
$C^4H^4NaKO^6.4H^2O$ + eau	—12,34
B.	

Formation des sels solides :

	Cal	
$C^4H^6O^6 + 2KOH = C^4H^4K^2O^6 + 2H^2O$ sol.	+53,2	ou +26,6×2
$C^4H^6O^6 + KHO^2$ sol. $= C^4H^5KO^6$ sol. $+ H^2O$ sol.	+34,1	
$C^4H^6O^6 + 2NaOH = C^4H^4Na^2O^6 + 2H^2O$	+45,8	ou +22,9×2
$C^4H^6O^4 + NaOH = C^4H^5NaO^6 + H^2O$	+26,0	
$C^6H^6O^6 + KOH + NaOH = C^4H^4NaKO^6 + 2H^2O$	+49,6	
$C^4H^6O^6 + CaO.H^2O = C^4H^4CaO^6$ pp. $+ 2HO$ sol.	+33,4	

Les acides tartriques isomères.

Les acides tartriques droit, gauche et inactif sont réellement isomères : l'acide racémique possède un poids moléculaire double. Mais, pour plus de simplicité, je lui ai attribué ici, comme la plupart des auteurs, la même formule qu'aux autres.

Voici le résumé de l'étude thermique comparée des quatre acides :

B. et JUNG., *A.* [5], IV, 147; 1875.

ACIDE TARTRIQUE.

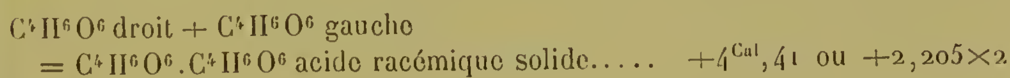
Dissolution :

	Droit.	Gauche.
	Cal	Cal
$C^4H^6O^6$ + eau, à 10°.	—3,27	—3,27
» à 21°.	—3,45	»

	Racémiq.	Inactif.
	Cal	Cal
$C^4H^6O^6$ + eau	—5,42	—5,24
$C^4H^6O^6.H^2O$ + eau	—6,90	»

Le mélange des deux solutions d'acide droit et d'acide gauche, faites avec la même proportion d'eau, ne produit pas d'effet thermique sensible.

$C^4H^6O^6$ droit + $C^4H^6O^6$ gauche


$= C^4H^6O^6.C^4H^6O^6$ acide racémique solide..... $+4^{Cal},41$ ou +2,205×2

Sels des quatre acides :

L'un quelconque des quatre acides diss. + $2NaOH$ diss. + H^2O.. +12,7×2

B., *A.* [6], XXIII, 569; 1891.

$C^4H^4Na^2O^6$ droit dissous + $C^4H^4Na^2O^6$ gauche dissous : dissol. mêlées. Effet thermique insensible.

	Droit.	Gauche.	Racémiq.	Inactif.
$C^4H^6O^6$ diss. + $CaO.H^2O$ diss. = $C^4H^4CaO^6 + 2H^2O$: sel diss.	+26,9	+26,9	»	»
» » sel préc.	+28,7	+28,7	+32,3	+29,0

Réactions mesurées :

$C^4H^4Na^2O^6\left(\frac{M}{12}\right) + CaCl^2\left(\frac{M}{4}\right)$ à 10°,4; liqueurs mélangées sans formation de précipité	+0,90	+0,92	»	»
Puis précipité	+2,68	+2,60	+ 6,2	+ 3,0
$C^4H^4Na^2O^6$ diss. + $2AzO^3Ag$ diss.	+4,5	+4,6	+ 5,6	»

La dissolution du paratartrate de soude et le mélange préalable des dissolutions des deux tartrates de soude droit et gauche, dans la même quantité d'eau, mélangées ensuite séparément avec une même solution de chlorure de calcium, produisent des effets thermiques identiques.

ÉTHER DIMÉTHYLTARTRIQUE.

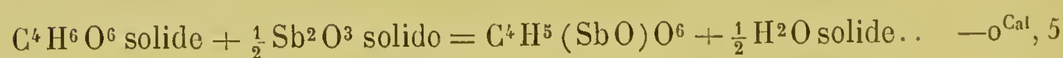


$(CH^3)^2C^4H^4O^6 = 178.$

	Acide droit.	Acide racémique.
$C^6 + H^{10} + O^6 = C^6H^{10}O^6$	$+292^{Cal},6$	$+291^{Cal},6$
Combustion	$+619^{Cal},2$	$+618^{Cal},2$

Oss., *A.* [6], XX, 376; 1890.

TARTRATE D'ANTIMOINE.



$C^4H^6O^6$ solide + $\frac{1}{2}Sb^2O^3$ solide = $C^4H^5(SbO)O^6 + \frac{1}{2}H^2O$ solide.. $-0^{Cal},5$

(Acide stibiotartrique?)

Réactions mesurées :

I. $C^4H^5(SbO)O^6$, séché à 100° + nHF étendu, vers 12° 1......... +8,0

Guntz, *A.* [6], XIII, 395; 1888.

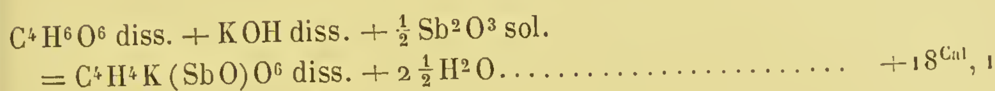
II. Dissolution de l'acide tartrique solide, mêlé avec $\frac{1}{2}Sb^2O^3$, dans nHF étendu.

La dissolution de l'oxyde d'antimoine, $\frac{1}{2}Sb^2O^3$, dans l'acide tartrique, $5C^4H^6O^6$, dissous, dégage des quantités de chaleur qui varient de $+7,1$ à $+4,8$; suivant que cette dissolution est obtenue à froid, ou par le fait d'une ébullition prolongée, laquelle forme d'ailleurs, avec le temps, des composés différents.

Gu., Mémoire cité, p. 397.

ÉMÉTIQUES.

Sel de K : $C^4H^4K(SbO)O^6$.

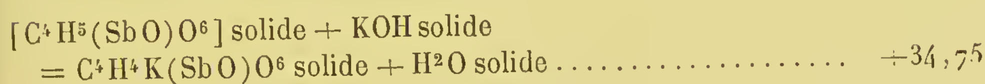


$C^4H^6O^6$ diss. + KOH diss. + $\frac{1}{2}Sb^2O^3$ sol.
 = $C^4H^4K(SbO)O^6$ diss. + $2\frac{1}{2}H^2O$ .... $+18^{Cal},1$

Réaction mesurée :

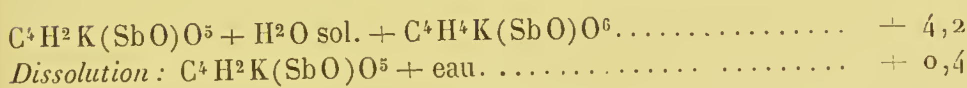
Dissolution de l'émétique dans nHF étendu	+ 2,25
Dissolution : $C^4H^4K(SbO)O^6$ + eau, vers 12°	— 5,1
Hydrate : $C^4H^4K(SbO)O^6.\frac{1}{2}H^2O$ + eau	— 5,3
L'union du sel anhydre avec $\frac{1}{2}H^2O$ solide	— 0,5
» avec $\frac{1}{2}H^2O$ liquide	+ 0,2

Formation de l'émétique solide :



$[C^4H^5(SbO)O^6]$ solide + KOH solide
 = $C^4H^4K(SbO)O^6$ solide + H^2O solide .... $+34,75$

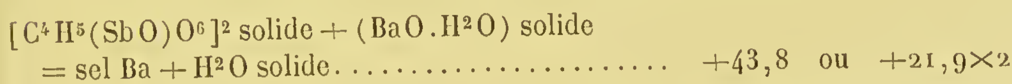
Émétique anhydre : $C^4H^2K(SbO)O^5$.



$C^4H^2K(SbO)O^5 + H^2O$ sol. + $C^4H^4K(SbO)O^6$	+ 4,2
Dissolution : $C^4H^2K(SbO)O^5$ + eau	+ 0,4

Les dissolutions aqueuses de l'émétique et de son anhydride sont identiques, d'après la mesure de la chaleur dégagée par l'action de KOH étendue.

Émétique de baryum : $[C^4H^4(SbO)O^6]^2Ba$.



$[C^4H^5(SbO)O^6]^2$ solide + $(BaO.H^2O)$ solide
 = sel Ba + H^2O solide .... $+43,8$ ou $+21,9\times2$

GUNTZ, *A.* [6], XIII, 404; 1888.

Réactions mesurées :

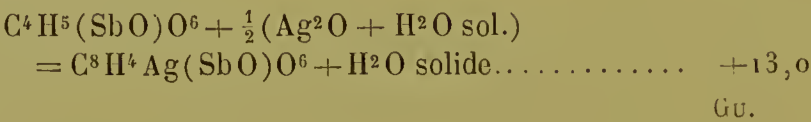
A. Dissolution dans nHCl étendu de l'émétique de baryte et

de KCl, d'une part ; de l'émétique de potasse et de $BaCl^2$, d'autre part.

B. Réaction de SO^4K^2 dissous sur l'émétique de baryte solide.

Ce sel forme un hydrate. Son union $+ H^2O$ sol.... $+ 2^{Cal},2$

Émétique d'argent :



$$C^4H^5(SbO)O^6 + \tfrac{1}{2}(Ag^2O + H^2O \text{ sol.})$$
$$= C^8H^4Ag(SbO)O^6 + H^2O \text{ solide} \ldots\ldots\ldots\ldots \quad +13,0$$

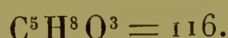
Gu.



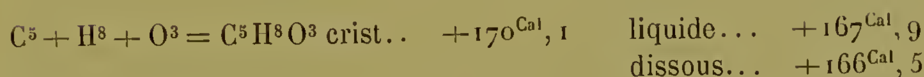
CHAPITRE V.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

ACIDE LÉVULIQUE.



$C^5H^8O^3 = 116.$



$C^5 + H^8 + O^3 = C^5H^8O^3$ crist.. $+170^{Cal},1$ liquide... $+167^{Cal},9$ dissous... $+166^{Cal},5$

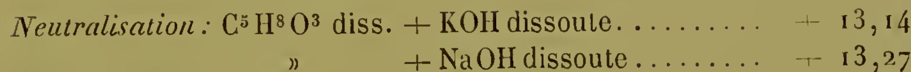
Combustion : $+577,1$.

B. et AN., inédit.

Chaleur de fusion : 2,2.



		Cal
Dissolution : $C^5H^8O^3$ solide	—	3,59
» liquide	—	1,39

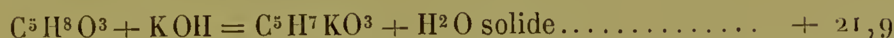


Neutralisation : $C^5H^8O^3$ diss. + KOH dissoute	+	13,14
» + NaOH dissoute	+	13,27



Sels : $C^5H^7KO^3$ + eau	+	1,44
» $C^5H^7NaO^3$ + eau	+	1,35

Formation des sels solides :



$C^5H^8O^3 + KOH = C^5H^7KO^3 + H^2O$ solide .... + 21,9



$C^5H^8O^3 + NaOH = C^5H^7NaO^3 + H^2O$ solide .... + 19,5

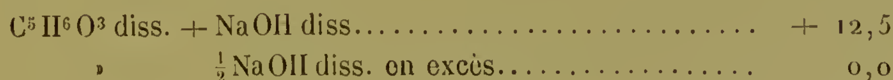
TANATAR, *J. Ch. Soc.* (Abstracts), LXIV, 109; 1893.

ACIDE ACRYLACÉTIQUE.



$C^5H^6O^3 = 114.$

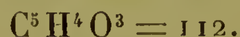
Dissolution à 13° : $-3^{Cal},90$.



$C^5H^6O^3$ diss. + NaOH diss.	+	12,5
» $\frac{1}{2}$ NaOH diss. en excès		0,0

B., *A.* [6], VII, 199; 1886.

ACIDE PYROMUCIQUE.



$C^5H^4O^3 = 112.$

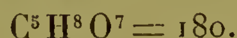


$C^5 + H^4 + O^3 = C^5H^4O^3$ crist............... $+115^{Cal},7$

Combustion : +493,8.

B. et RIVALS, *A.*, [7], VII, 35; 1896.

ACIDE TRIOXYGLUTARIQUE.



$C^5H^8O^7 = 180.$



$C^5 + H^8 + O^7 = C^5H^8O^7$ crist............... $+358^{Cal},8$

Combustion : +388,7.

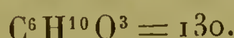
FOGH., *C. R.*, CXIV, 923; 1892



CHAPITRE VI.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ÉTHYLACÉTOACÉTIQUE.


$C^6H^{10}O^3 = 130.$


$C^6 + H^{10} + O^3 = C^6H^{10}O^3$ liq. . . . . $+157^{Cal},6$

Combustion : $+753,6$.

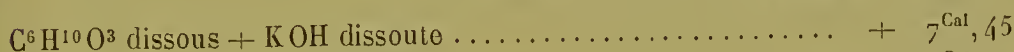
Loug., *C. R.*, XCI, 329; 1880.


Dissolution : $C^6H^{10}O^3 +$ eau . . . . $+\ 1^{Cal},25$

Fo., *C. R.*, CXVIII, 1101; 1894.

Neutralisation :

A. Combes, *B. Soc. Ch.* [2], XLIX, 911; 1888.


$C^6H^{10}O^3$ dissous + KOH dissoute . . . . $+\ 7^{Cal},45$


$C^6H^{10}O^3$ dissous + NaOH dissoute. . . . . $+\ 7^{Cal},32$

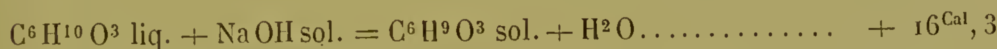
Dissolution des sels :


$C^6H^9NaO^3 +$ eau, environ. . . . . $+\ 4^{Cal},4$


$C^6H^9NaO^3.H^2O +$ eau, à 12°. . . . . $+\ 0^{Cal},20$

Fo., *C. R.*, CXVIII, 924; 1894.

d'où


$C^6H^{10}O^3$ liq. + NaOH sol. $= C^6H^9O^3$ sol. $+ H^2O$. . . . . $+\ 16^{Cal},3$

SACCHARINE : ANHYDRIDE (LACTONE).

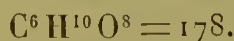

$C^6H^{10}O^5 = 162.$


$C^6 + H^{10} + O^5 = C^6H^{10}O^5$ crist. . . . . $+253^{Cal},9$

Combustion : $+\ 656,9$.

St., *J. pr Ch.*, XLV, 312; 1892.

ANHYDRIDE DE L'ACIDE MANNONIQUE (LACTONE).


$C^6H^{10}O^8 = 178.$


$C^6 + H^{10} + O^6 = C^6H^{10}O^6$ crist. droit. $+292,1$ isomère gauche. $+294^{Cal},2$

Combustion : droit, $+618,7$; isomère gauche, $+616,6$.

Fogh., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ANHYDRIDE DE L'ACIDE GULONIQUE GAUCHE (LACTONE).



$C^6H^{10}O^6 = 178$.



$C^6 + H^{10} + O^6 = C^6H^{10}O^6$ crist. . . . . $+295^{Cal},8$

Combustion : $+615,0$.

FOGH.

ACIDE MUCIQUE.



$C^6H^{10}O^8 = 210$.



$C^6 + H^{10} + O^8 = C^6H^{10}O^8$ crist. . . . . $+426^{Cal},9$

Combustion : $+483,9$.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

ACIDE ALLOMUCIQUE.



$C^6H^{10}O^8 = 210$.

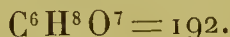


$C^6 + H^{10} + O^8 = C^6H^{10}O^8$ crist. . . . . $+416^{Cal},3$

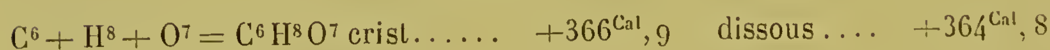
Combustion : $+494,5$.

FOGH., *C. R.*, CXIV, 921 ; 1892.

ACIDE CITRIQUE.



$C^6H^8O^7 = 192$.



$C^6 + H^8 + O^7 = C^6H^8O^7$ crist. . . . . . $+366^{Cal},9$ dissous . . . . $+364^{Cal},8$

Combustion : $+474,9$.

L., *A.* [6], XXIII, 204 ; 1891.



Dissolution : $C^6H^8O^7$ + eau . . . . $-4^{Cal},10$

» $C^6H^8O^7.H^2O$ + eau . . . . $-5^{Cal},48$

CITRATES.

Citrates de soude.

Neutralisation :

		Cal
$C^6H^8O^7$ diss. +	NaOH dissoute.	+12,6
»	2ᵉ NaOH dissoute.	+12,8
»	+ 2 NaOH dissoute.	+25,4
»	3ᵉ NaOH dissoute.	+13,2
»	+ 3 NaO dissoute . .	+38,6
»	4ᵉ NaO dissoute. .	+ 0,8 excès ; dilution . . . $-0^{Cal},7$

Dissolution des sels :

	Cal
$C^6H^7NaO^7$ + eau	— 6,35
$C^6H^6Na^2O^7$ + eau	— 1,22
$C^6H^5Na^3O^7$ + eau	+ 5,27

Formation des sels solides :

$C^6H^8O^7 + NaOH = C^6H^7NaO^7 + H^2O$ sol	+26,5
$C^6H^8O^7 + 2NaOH = C^6H^6Na^2O^7 + 2H^2O$ sol	+45,2
$C^6H^8O^7 + 3NaOH = C^6H^5Na^3O^7 + 3H^2O$ sol	+62,8

MASSOL, *A.* [7]. I, 215; 1894.

Citrates de K :

MASSOL.

	Cal
$C^6H^8O^7$ dissous + KOH dissoute	+12,7
» + 2^e^ KOH dissoute	+12,7
» + 3^e^ KOH dissoute	+12,3
» Total : + 3 KOH dissoute	+38,7
» + 4^e^ KOH dissoute	+ 2,2

	Cal
Dissolution : $C^6H^7KO^7$ + eau	— 8,0
» $C^6H^6K^2O^7$ + eau	— 6,7
» $C^6H^5K^3O^7$ + eau	+ 2,83

Formation du sel solide :

	Cal
$C^6H^8O^7 + KOH = C^6H^7KO^7 + H^2O$ sol	+30,6
$C^6H^8O^7 + 2KOH = C^6H^6K^2O^7 + 2H^2O$ sol	+55,9
$C^6H^8O^7 + 3KOH = C^6H^5K^3O^7 + 3H^2O$ sol	+73,4

Citrates de Am :

B. et LOUG., *A.* [5], IX, 18; 1876.

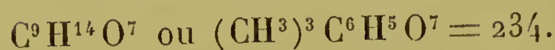
	Cal
$C^6H^8O^7$ dissous + AzH^3 dissoute	+11,2
» + 2^e^ AzH^3 dissoute	+11,2
» + 2 AzH^3 dissoute	+22,4
» + 3^e^ AzH^3 dissoute	+11,6
» + 3 AzH^3 dissoute	+34,0
» + 4^e^ et 5e AzH^3 dissoute	+ 0,2 en plus.

Citrates de Ba :

B. et LOUG., *A.* [5], IX, 18; 1876.

	Cal		Cal
$2C^6H^8O^7$ dissous + BaO dissoute (tout dissous)	+26,7	ou	+13,3×2
» + 2BaO dissoute précipité	+55,4	ou	+13,8×4
» + 3BaO dissoute précipité	+85,4	ou	+14,2×6
» + 4BaO dissoute	+ 1,4 en plus.		

ÉTHER TRIMÉTHYLCITRIQUE.



$$C^9H^{14}O^7 \text{ ou } (CH^3)^3C^6H^5O^7 = 234.$$

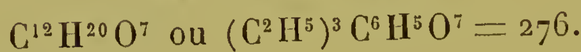


$$C^9 + H^{14} + O^7 = C^9H^{14}O^7 \text{ crist} \ldots\ldots\ldots\ldots \quad +348^{Cal},2$$

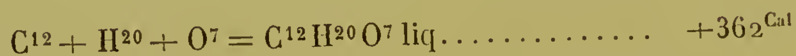
Combustion : 983,5.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 351; 1889.

ÉTHER TRIÉTHYLCITRIQUE.



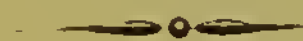
$$C^{12}H^{20}O^7 \text{ ou } (C^2H^5)^3C^6H^5O^7 = 276.$$



$$C^{12} + H^{20} + O^7 = C^{12}H^{20}O^7 \text{ liq} \ldots\ldots\ldots\ldots \quad +362^{Cal}$$

Combustion : +1459,6.

Loug., *A.* [6], VIII, 138; 1886.



CHAPITRE VII.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE TÉRÉBIQUE.


$C^7H^{10}O^4 = 158$... Monobasique.


$C^7 + H^{10} + O^4 = C^7H^{10}O^4$ crist. . . . . $+226^{Cal},3$

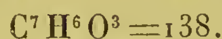
Combustion : $+778,6$.

Oss., *A.* [6], XX, 380; 1890.

Ce composé fixe H^2O, en formant un acide bibasique.

Acides oxybenzoïques.

ACIDE SALICYLIQUE OU OXYBENZOÏQUE (ORTHO).


$C^7H^6O^3 = 138$.


$C^7 + H^6 + O^3 = C^7H^6O^3$ crist. . . . . $+132^{Cal},1$ dissous. . . $+125^{Cal},7$

Chaleur de combustion : $+735,0$.

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 317; 1888.


Dissolution : $C^7H^6O^3$ + eau . . . . $-6^{Cal},35$

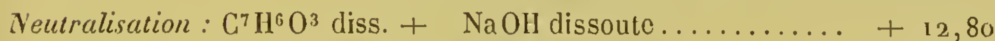
B. et Wr., *A.* [6], VII, 146; 1886.


$C^7H^6O^3 + nCH^4O$, vers 13° . . . . $-2,51$

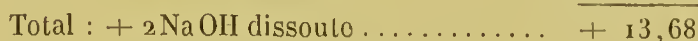

» $+ nC^2H^6O$ . . . . $-2,06$


» $+ nC^3H^8O$ . . . . $-2,56$

Timofeiew, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.


Neutralisation : $C^7H^6O^3$ diss. + NaOH dissoute . . . . $+12,80$


» + 2ᵉ NaOH dissoute . . . . $+0,68$


Total : + 2NaOH dissoute . . . . $+13,68$


» + 3ᵉ NaOH dissoute . . . . $0,0$

B., *A.* [4], XXIX, 321; 1873.

Le second équivalent de soude dégage une quantité de chaleur notablement plus forte dans des liqueurs plus concentrées. En effet :

		Cal
$C^7H^6O^3$ crist. + NaOH diss. (1 éq. = 2^{lit}), à 10°	+	6,56
» » à 24°	+	5,3
Cette liqueur + 2^eNaOH (1 éq. = 2^{lit}), à 24°	+	2,07
Dilution de la dernière liqueur par 4 volumes d'eau	—	2,0

B. et WR., *A.* [6], VII, 145; 1886.

Les dissolutions des sels obtenus avec l'acide préalablement dissous sont ici 16 fois plus étendues qu'avec l'acide cristallisé.

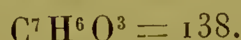
Dissolution du sel :

$C^7H^5NaO^3$ + eau .... — $2^{Cal},19$

Formation du sel solide :

$C^7H^6O^3$ + NaOH = $C^7H^5NaO^3$ + H^2O sol .... + $19^{Cal},7$

ACIDE PARAOXYBENZOÏQUE.


$C^7H^6O^3 = 138.$

$C^7 + H^6 + O^3 = C^7H^6O^3$ crist ..... $+138^{Cal},1$ dissous ..... $+132^{Cal},5$

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 150; 1889.

Chaleur de combustion : +729,0.

Relation entre les acides isomères. — D'après la chaleur dégagée dans la transformation des deux acides oxybenzoïques précédents en phénol tribromé, la chaleur de formation de l'acide paraoxybenzoïque par les éléments surpasse de $+1^{Cal},2$ celle de l'acide salicylique. Les chaleurs de combustion indiqueraient $+6^{Cal},0$: ce qui est probablement moins exact, à cause des limites d'erreur qui sont bien plus grandes dans la seconde évaluation.

B. et WR., *A.* [6], VII, 167; 1886.

		Cal
Dissolution : $C^7H^6O^3$ + eau	—	5,78
$C^7H^6O^3.H^2O$ + eau	—	7,72

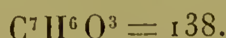
B. et WR.

Neutralisation : $C^7H^6O^3$ diss. + NaOH diss., vers 13°	+	12,7
» + 2^eNaOH diss	+	8,8
Total : + 2NaOH diss	+	21,5

B. et WR.

$C^7H^6O^3$ diss. + 3^eNaOH diss	+	0,7
Total	+	22,2

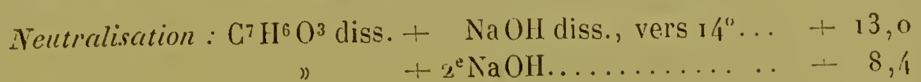
ACIDE MÉTAOXYBENZOÏQUE.

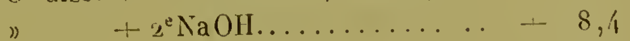

$C^7H^6O^3 = 138.$

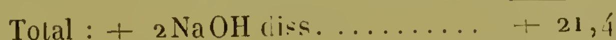

$C^7 + H^6 + O^3 = C^7H^6O^3$ crist.... $+141^{Cal},2$ diss.... $+135^{Cal},0$

Chaleur de combustion : +725,9.
St., *J. pr. Ch.*, XL, 130; 1889.


Dissolution : $C^7H^6O^3$ + eau .... — 6,18 Cal


Neutralisation : $C^7H^6O^3$ diss. + NaOH diss., vers 14°... + 13,0


» + 2^e NaOH.............. + 8,4


Total : + 2NaOH diss. .... + 21,4


$C^7H^6O^3$ diss. + 3^e NaOH............... + 0,7


Total................. + 22,1

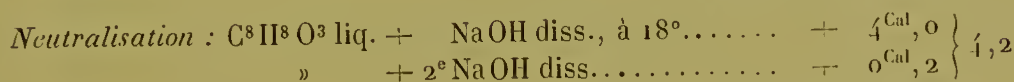
B. et Wr., *A.* [6], VII, 148; 1886.

ÉTHER MÉTHYLSALICYLIQUE.


$CH^3(C^7H^5O^3) = 152.$


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ liq.... .... $+131^{Cal},6$

Combustion : +898,8.
St., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 364; 1887.


Neutralisation : $C^8H^8O^3$ liq. + NaOH diss., à 18°....... + $4^{Cal},0$ } 4,2


» + 2^e NaOH diss............. + $0^{Cal},2$ }

B., *A.* [6], VII, 183; 1886.

ÉTHER MÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE.


$CH^3(C^7H^5O^3) = 152.$


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist.......................... $+134^{Cal},4$

Combustion : +896,0.
St. *J. pr. Ch.*, XL, 344; 1889.

ÉTHER ÉTHYLSALICYLIQUE.


$C^2H^5(C^7H^5O^3) = 166.$


$C^9 + H^{10} + O^3 = C^9H^{10}O^3$ liq.......................... $+142^{Cal}$

Combustion : +1051,7.
St. *J. pr. Ch.*, XXXVI, 365; 1887.

ÉTHER ÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE.


$C^2H^3(C^7H^5O^3) = 166$.


$C^9 + H^{10} + O^3 = C^9H^{10}O^3$ crist. . . . . $+150^{Cal},4$

Combustion : $+1043,3$.

St.

ÉTHER PROPYLSALICYLIQUE.


$C^3H^7(C^7H^5O^3) = 180$.

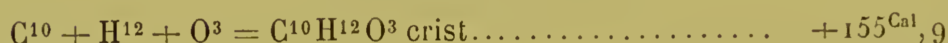

$C^{10} + H^{12} + O^3 = C^{10}H^{12}O^3$ liq. . . . . $+150^{Cal},9$

Combustion : $+1206,6$.

St. *J. pr. Ch.*, XXVI, 365; 1878.

ÉTHER PROPYLPARAOXYBENZOÏQUE.


$C^3H^7(C^7H^5O^3) = 180$.


$C^{10} + H^{12} + O^3 = C^{10}H^{12}O^3$ crist. $+155^{Cal},9$

Combustion : $+1201,1$.

St.

ÉTHER ISOBUTYLSALICYLIQUE.


$C^4H^9(C^7H^5O^3) = 194$.


$C^{11} + H^{14} + O^3 = C^{11}H^{14}O^3$ liq. . . . . $+154^{Cal}$

Combustion : $+1366,3$.

St.

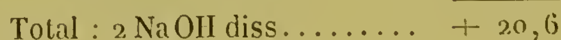
ACIDE PROTOCATÉCHIQUE OU DIOXYBENZOÏQUE.


$C^7H^6O^4 = 154$.

Cal

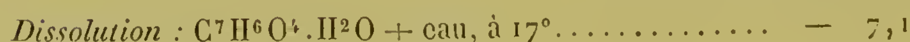

Neutralisation : $C^7H^6O^4$ diss. + NaOH diss., à 17°. . . + 12,9


» + 2ᵉ NaOH diss. . . . . + 7,6


Total : 2 NaOH diss. . . . . + 20,6


» + 3ᵉ NaOH diss. . . . . + 0,1

B., *A.* [6], VII, 175; 1886.


Dissolution : $C^7H^6O^4.H^2O$ + eau, à 17°. . . . . — 7,1

ACIDE β-RÉSORCYLIQUE.

$C^7H^6O^4 = 154$... Acide monobasique.

$C^7 + H^6 + O^4 = C^7H^6O^4$ crist. .... $+190^{Cal},2$

Combustion : $+676,9$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 132; 1889.

ACIDE GALLIQUE (TRIOXYBENZOÏQUE).

$C^7H^6O^5 = 170$... Acide monobasique.

$C^7 + H^6 + O^5 = C^7H^6O^5$ crist. .... $+233^{Cal},0$

Combustion : $+631,1$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 132; 1889.

Neutralisation :

		Cal		Cal
$C^7H^6O^5$ diss.	+ NaOH diss...	+13,12	+ KOH diss.	+ 13,17
»	+ 2ᵉ NaOH diss...	+ 7,25	+ 2ᵉ KOH diss.	+ 7,07
»	+ 3ᵉ NaOH diss...	+ 6,04	+ 3ᵉ KOH diss.	+ 6,23
»	+ 4ᵉ NaOH diss...	+ 2,65	+ 4ᵉ KOH diss.	+ 3,01
»	+ 5ᵉ NaOH diss...	+ 1,01	+ 5ᵉ KOH diss.	+ 0,52
	Total......	+30,07	Total....	+ 30,00

B., *A.* [6], VII, 176; 1886.

Dissolution : $C^7H^6O^5.H^2O$ + eau.......................... $-7,1$

ÉTHER MÉTHYLGALLIQUE.

$C^8H^8O^5 = 184$.

$C^8 + H^8 + O^5 = C^8H^8O^5$ crist. .... $+229^{Cal},1$

Combustion : $+801,3$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 346; 1889.

ACIDE PYROGALLOLCARBONIQUE.

$C^7H^6O^5 = 170$... Acide monobasique.

$C^7 + H^6 + O^5 = C^7H^6O^5$.......................... $+233^{Cal},4$

Combustion : $+633,7$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 133; 1889.

ACIDE QUINIQUE.

$C^7H^{12}O^6 = 192$... Acide monobasique.

$C^7 + H^{12} + O^6 = C^7H^{12}O^6$ crist..... $+240^{Cal},4$ dissous.... $+237^{Cal},0$

Combustion : +833,7.

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 342; 1888.

Dissolution, à 17° : —3,05.

Neutralisation : $C^7H^{12}O^6$ diss. + KOH dissoute................ $+ 13^{Cal},4$
+ KOH excès. Rien de sensible.

B., *A.* [6], VII, 196; 1886.

ANHYDRIDE (LACTONE) DE L'ACIDE GLUCOHEPTONIQUE.

$C^7H^{12}O^7 = 208$.

$C^7 + H^{12} + O^7 = C^7H^{12}O^7$ sol................................ $+347^{Cal},5$

Combustion : +726,6.

Fogh., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ACIDE MÉCONIQUE.

$C^7H^4O^7 = 200$.

		Cal
Dissolution : $C^7H^4O^7$ + eau	....	— 9,10
Neutralisation : $C^7H^4O^7$ diss. +	NaOH diss................	+ 14,4
»	+ 2ᵉ NaOH diss................	+ 13,6
Total : +	2 NaOH diss................	+ 28,0
»	+ 3ᵉ NaOH diss................	+ 8,7
Total : +	3 NaOH diss................	+ 37,4
»	+ 4ᵉ NaOH diss................	+ 0,7

B. *A.* [6], VII, 199; 1886.



CHAPITRE VIII.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

ANHYDRIDE (LACTONE) DE L'ACIDE GLUCOOCTONIQUE.

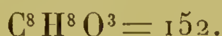

$C^8H^{16}O^8 = 238.$


$C^8 + H^{16} + O^8 = C^8H^{16}O^8$ crist. . . . . $+400^{Cal},2$

Combustion : $+837,2$.

FOGH., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ACIDE ANISIQUE (MÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE).


$C^8H^8O^3 = 152.$


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . . $+135^{Cal},2$ dissous. . . . . . $+127^{Cal},3$

Combustion : $+895,2$.

Dissolution : environ $-7^{Cal},9$.

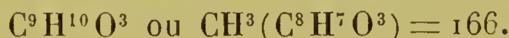
ST., *Z. f. ph. Ch.*, VI, 346.

Neutralisation :


$C^8H^8O^3$ diss. + NaOH diss., environ. . $+13,0$ solide, à 18°. $+ 5^{Cal},12$

B., *A.* [6], VII, 182; 1886.

ÉTHER MÉTHYLANISIQUE.


$C^9H^{10}O^3$ ou $CH^3(C^8H^7O^3) = 166.$


$C^9 + H^{10} + O^3 = C^9H^{10}O^3$ crist. . . . . $+124^{Cal},4$

Combustion : $+1069,3$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 345; 1889.

ACIDE PHÉNYLGLYCOLIQUE (BENZYLALOFORMIQUE).


$C^8H^8O^3 = 152.$


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . $+139^{Cal},6$ dissous. . . . . $+136^{Cal},5$

Combustion : $+890,8$.

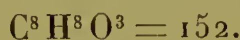
ST.

Dissolution : $-3^{Cal},09$, à 18°.

		Cal
Neutralisation :	$C^8H^8O^3$ diss. + NaOH diss.	+ 13,62
	$+\frac{1}{2}$NaOH diss. en excès .	+ 0,24
	Total	+ 13,86

B., *A.* [6], VII, 185; 1886.

ACIDE PHÉNOXYLACÉTIQUE.

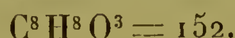

$C^8H^8O^3 = 152$.


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . $+127^{Cal},4$

Combustion : +903,0.

St.

ACIDE ORTHOXYORTHOTOLUIQUE.

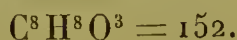

$C^8H^8O^3 = 152$.


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . $+147^{Cal},0$

Combustion : +883,4.

St., *J. pr. Ch.*, XLIX, 1894.

ACIDE ORTHOXYMÉTATOLUIQUE (ORTHOCRÉOSOTIQUE).

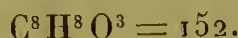

$C^8H^8O^3 = 152$.


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . $+151^{Cal},1$

Combustion : +879,3.

St.

ACIDE ORTHOXYMÉTATOLUIQUE DISSYMÉTRIQUE (PARACRÉOSOTIQUE).

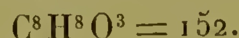

$C^8H^8O^3 = 152$.


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . $+150^{Cal},3$

Combustion : +880,1.

St.

ACIDE ORTHOXYPARATOLUIQUE (MÉTACRÉOSOTIQUE).

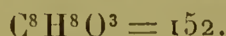

$C^8H^8O^3 = 152$.


$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. . . . . $+152^{Cal},0$

Combustion : +878,4.

St.

ACIDE ORTHOXYMÉTHYLBENZOIQUE.

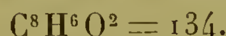

$C^8H^8O^3 = 152$.

$C^8 + H^8O^3 = C^8H^8O^3$ crist .... $+142^{Cal},6$

Combustion : +887,8.

St.

ANHYDRIDE (PHTALIDE).

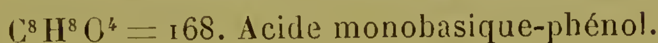

$C^8H^6O^2 = 134$.

$C^8 + H^6 + O^2 = C^8H^6O^2$ crist........................ $+76^{Cal},7$

Combustion : +884,7.

St.

ACIDE MÉTHYLPROTOCATÉCHIQUE (VANILLIQUE).

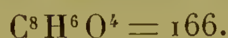

$C^8H^8O^4 = 168$. Acide monobasique-phénol.

Dissolution, à 14° : $-5^{Cal},16$.

		Cal	
Neutralisation : $C^8H^8O^4$ diss. + NaOH diss..........	+	12,64	+22,38
» 2ᵉ NaOH diss.........	+	9,74	
» 3ᵉ NaOH diss.........	+	1,37	
Total....	+	23,75	

B., *A.* [6], VII, 187; 1886.

ACIDE PIPÉRONYLIQUE (MÉTHYLÉNOPROTOCATÉCHIQUE).


$C^8H^6O^4 = 166$.

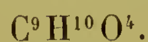
Dissolution : $-9^{Cal},1$ environ.

		Cal
Neutralisation : $C^8H^6O^4$ sol. + NaOH diss...........	+	3,9
» 2ᵉ NaOH diss.........	+	0,3
Total......	+	4,2



CHAPITRE IX.

ACIDES MIXTES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.



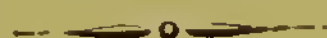
ACIDE VÉRATRIQUE.

$C^9H^{10}O^4$.

Dissolution : $-6^{Cal},1$ environ.

$C^9H^{10}O^4$ crist. + NaOH diss	....	+6,9
» 2^eNaOH diss	....	0,0

B. *A.* [6], VII, 190; 1886.



CHAPITRE X.

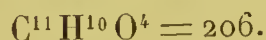
ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

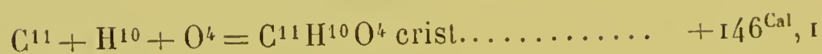
CHAPITRE XI.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PHÉNYLPARACONIQUE.



$C^{11}H^{10}O^4 = 206.$

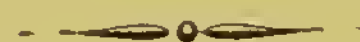


$C^{11} + H^{10} + O^4 = C^{11}H^{10}O^4$ crist. . . . . $+146^{Cal},1$

Combustion : $+1196,2$. St., *Z., ph. Ch.*, X, 420.

Hydrate : $C^{11}H^{10}O^4.\frac{1}{4}H^2O = 210,5$.

Combustion : $+1194,9$. St.



CHAPITRE XII.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE BENZALLÉVULIQUE α.


$C^{12}H^{12}O^{3} = 204$.


$C^{12} + H^{12} + O^{3} = C^{12}H^{12}O^{3}$ crist. . . . . $+131^{Cal},5$

Chaleur de combustion : $+1414,1$.

St., *Z. f. ph. Ch.*, VI, 348.

ACIDE BENZOLLÉVULIQUE β.

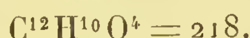

$C^{12}H^{12}O^{3} = 204$.


$C^{12} + H^{12} + O^{3} = C^{12}H^{12}O^{3}$ crist. . . . . $+134^{Cal},8$

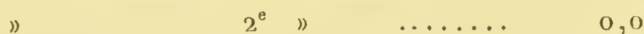
Chaleur de combustion : $+1410,8$.

St.

ACIDE PIPÉRIQUE.


$C^{12}H^{10}O^{4} = 218$.


Neutralisation : $C^{12}H^{10}O^{4}$ crist. + NaOH diss., à 16°... + 2,54


» 2e » 0,0

B., *A.* [6], VII, 189; 1886.

Dissolution : $-10^{Cal},5$ environ.

CHAPITRE XIII.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE BENZILIQUE OU DIPHÉNYLACÉTIQUE.



$C^{14}H^{12}O^{3} = 228$.



$C^{14} + H^{12} + O^{3} = C^{14}H^{12}O^{3}$ crist. . . . . $+115^{Cal},1$

Chaleur de combustion : +1619,1.

St.

BENZILE : ANHYDRIDE (LACTONE).



$C^{14}H^{10}O^{2} = 210$.



$C^{14} + H^{10} + O^{2} = C^{14}H^{10}O^{2}$ crist. . . . . $-39^{Cal},7$

Combustion : + 1625,5.

St.

ACIDE DIOXYBÉHÉNIQUE.



$C^{22}H^{44}O^{4} = 372$.



$C^{22} + H^{44} + O^{4} = C^{22}H^{44}O^{4}$ sol . . . . $+357^{Cal},1$

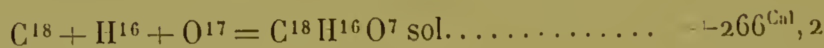
Chaleur de combustion : +3235,5.

St. *J. pr. Ch.*, XLII, 382; 1890.

ACIDE HUMIQUE.



$C^{18}H^{16}O^{7} = 344$ (ou polymère).



$C^{18} + H^{16} + O^{17} = C^{18}H^{16}O^{7}$ sol. . . . . $+266^{Cal},2$



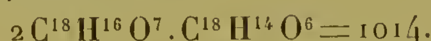
$C^{18} + H^{2} + 7H^{2}O$ liq . . . . $-216^{Cal},8$

Combustion : +1983,2.

B. et An., *A.* [6], XXV, 410.

Ces nombres se rapportent à un acide récemment séparé par les

acides étendus de sa combinaison avec la potasse. Mais cet acide ne tarde pas à se dissocier partiellement, dès la température ordinaire, en perdant un tiers de son eau d'hydratation. En raison de cette circonstance, le corps brûlé réellement était mêlé d'anhydride et répondait à la formule



$$2C^{18}H^{16}O^{7}.C^{18}H^{14}O^{6} = 1014.$$

Réactions mesurées :

I. *Combustion de ce composé*............................ $+5964^{Cal},2$

c'est-à-dire pour 1^{gr} :

Formation par les éléments............................ $+ \quad 0^{Cal},7312$
Combustion.. $+ \quad 5^{Cal},8802$

II. *Hydratation :*

$2C^{18}H^{16}O^{7}.C^{18}H^{14}O^{6} + H^{2}O$ liq. $= 3C^{18}H^{16}O^{7}$, dégage..... $+ \quad 14^{Cal},7$

B. et AN., Mémoire cité.

nombre que l'on peut regarder comme applicable à la réaction



$$C^{18}H^{14}O^{6} + H^{2}O \text{ liq.} = C^{18}H^{16}O^{7}.$$

Cette transformation a lieu par l'action directe de l'eau. Elle est surtout rapide et complète en présence d'un alcali, qui se combine simultanément avec l'acide humique.

On tire de là :

Anhydride.

$C^{18} + H^{14} + O^{6} = C^{18}H^{14}O^{6}$ (acide desséché à 110°)....... $+ \quad 182^{Cal},5$

Neutralisation :

$C^{18}H^{16}O^{7}$ sol. $+$ KOH diss. $=$ sel insoluble................ $+ \quad 13^{Cal},1$
$C^{18}H^{16}O^{7}$ sol. $+ 3$ KOH diss. $=$ sel insoluble.............. $+ \quad 19^{Cal},1$

En opérant sur le corps mêlé d'anhydride : $2C^{18}H^{16}O^{7}.C^{18}H^{14}O^{6}$, la réaction de la potasse fournit en plus la chaleur d'hydratation de ce dernier, soit $+14^{Cal},7$ pour un poids égal à 1014^{gr}.

Le sel monopotassique n'est pas décomposé par l'action de l'eau froide, même au bout de quelques heures.

Le sel tripotassique est séparable en alcali libre et sel monopotassique, par l'action prolongée de l'eau froide, employée en très grande masse.

CHAPITRE XIV.

APPENDICE.

Éthers spéciaux.

ÉTHER DIÉTHYL-DIMÉTHYLSUCCINIQUE SYMÉTRIQUE



$C^{10}H^{18}O^{4} = 202.$

Éléments : $+234^{Cal},6$.
Combustion : $+1329,4$.

St.

ÉTHER TÉTRAMÉTHYLDIMALONIQUE.

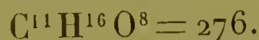


$C^{10}H^{14}O^{8} = 262.$

Éléments : $+380^{Cal},3$.
Combustion : $+1045,7$.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

ÉTHER TÉTRAMÉTHYLMÉTHYLENDIMALONIQUE.

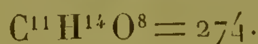


$C^{11}H^{16}O^{8} = 276.$

Éléments : $+387^{Cal},1$.
Combustion : $+1202,2$.

St.

ÉTHER TÉTRAMÉTHYLTRIMÉTHYLENTÉTRACARBONIQUE.



$C^{11}H^{14}O^{8} = 274.$

Éléments : $+349^{Cal},9$.
Combustion : $+1170,4$.

St., *J. pr. Ch.*, XLV, 484; 1891.

ÉTHER DIMÉTHYLCOLLIDIDICARBONIQUE.



$C^{12}H^{15}AzO^{4} = 237.$

Éléments : $+188^{Cal},1$.
Combustion : $+1461,0$.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

ÉTHER DIMÉTHYLDIHYDROCOLLIDINIQUE.



$C^{12}H^{17}AzO^{4} = 239.$

Éléments : $+199^{Cal},9.$
Combustion : $+1517,9.$

St.

ÉTHER TÉTRÉTHYL-DICARBINOTÉTRACARBONIQUE.



$C^{14}H^{20}O^{8} = 316.$

Éléments : $+381^{Cal},3.$
Combustion : $+1628,8.$

St.

ÉTHER TÉTRÉTHYL-ACÉTYLÉNOTÉTRACARBONIQUE.



$C^{14}H^{22}O^{8} = 318.$

Éléments : $+417^{Cal},3.$
Combustion : $+1661,9.$

St.

ÉTHER DIMÉTHYLDIPHÉNYLMALÉIQUE.



$C^{18}H^{16}O^{4} = 296.$

Éléments : $+136^{Cal},2.$
Combustion : $+2113,2.$

St.

ÉTHER ÉTHYL-β-TRUXILLIQUE.

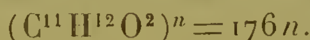


$C^{20}H^{20}O^{4} = 324.$

Éléments : $+173^{Cal},1.$
Combustion : $+2422,9.$

St.

POLYMÈRE DE L'ÉTHER CINNAMIQUE.



$(C^{11}H^{12}O^{2})^{n} = 176n.$

Éléments : $+104^{Cal},4 \times n.$
Combustion : $+1346,9 \times n.$

St.

ÉTHER MÉTHYLCYANACÉTIQUE.



$C^{4}H^{5}AzO^{2} = 99.$

Éléments : $+77^{Cal},8.$
Combustion : $+471,9.$

GUINCHANT, *C. R.*, CXXI, 355; 1895.

ÉTHER ÉTHYLCYANACÉTIQUE.


$C^5H^7AzO^2 = 113.$

Éléments : $+83^{Cal},3.$
Combustion : $+629,7.$

GUINCHANT, *C. R.*, CXXI, 355.

ÉTHER MÉTHYLACÉTYLCYANACÉTIQUE.


$C^6H^7AzO^3 = 141.$

Éléments : $+122^{Cal},0.$
Combustion : $+683,3.$

GUINCHANT.

ÉTHER ÉTHYLACÉTYLCYANACÉTIQUE.


$C^7H^9AzO^3 = 155.$

Éléments : $+133^{Cal},6.$
Combustion : $+837,0.$

GUINCHANT.

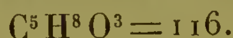
ÉTHER DIMÉTHYLACÉTYLMALONIQUE.


$C^7H^{10}O^5 = 174.$

Éléments : $+251^{Cal},9.$
Combustion : $+753,2.$

GUINCHANT.

ÉTHER MÉTHYLACÉTYLACÉTIQUE.


$C^5H^8O^3 = 116.$

Éléments : $+153^{Cal},5.$
Combustion : $+594,0.$

GUINCHANT.

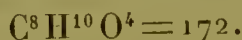
ÉTHER ACÉTYLACÉTIQUE.


$C^6H^{10}O^3 = 130.$

Éléments : $+157^{Cal},2.$
Combustion : $+753,6.$

GUINCHANT.

ÉTHER DIACÉTYLACÉTIQUE.


$C^8H^{10}O^4 = 172.$

Éléments : $+196^{Cal},0.$
Combustion : $+972,4.$

GUINCHANT.



CINQUIÈME DIVISION.

COMPOSÉS AZOTÉS.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

AMIDES DES ACIDES A FONCTION SIMPLE.

CHAPITRE I.

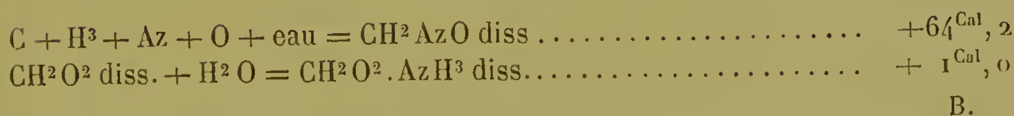
AMIDES PROPREMENT DITS.

Première section. — AMIDES DES ACIDES MONOBASIQUES.

AMIDE FORMIQUE.



$CH^3AzO = 45$.



$C + H^3 + Az + O + eau = CH^2AzO$ diss .... $+64^{Cal},2$

CH^2O^2 diss. $+ H^2O = CH^2O^2.AzH^3$ diss........................ $+ 1^{Cal},0$

B.

Réaction mesurée. — Action de HCl concentré sur l'amide.

AMIDE ACÉTIQUE.



$C^2H^5AzO = 59$.



$C^2 + H^5 + Az + O = C^2H^5AzO$ crist.... $+72^{Cal},9$ diss..... $+71^{Cal},1$

Combustion : $+288,1$.

B. et Fogh., *A.* [6], XXII, 18; 1861.

Dissolution, à 14° : $-1^{Cal},85$.

Dissolution dans l'alcool, à 24° : $-3,6$ (Speyers).

$C^2H^4O^2$ crist. + AzH^3 gaz = C^2H^3AzO crist. + H^2O gaz .... $+ 0^{Cal},9$

C^2H^5AzO diss. + H^2O liq. = $C^2H^4O^2.AzH^3$ diss .... $+ 9^{Cal},7$

C^2H^5AzO crist. + H^2O crist. = $C^2H^4O^2AzH^3$ crist............. $+ 6^{Cal},2$

AMIDE ACÉTIQUE CHLORÉ.

$C^2H^4ClAzO = 93,5$.

$C^2 + H^4 + Cl + Az + O = C^2H^4ClAzO$ crist. .... $+ 88^{Cal},6$

C^2H^3ClO crist. + AzH^3 gaz = C^2H^4ClAzO crist. + H^2O gaz..... $+ 8^{Cal},8$

RIVALS.

Réaction mesurée : Combustion.

AMIDE ACÉTIQUE TRICHLORÉ.

$C^2H^2Cl^3AzO = 159,5$.

$C^2 + H^2 + Cl^3 + Az + O = C^2H^2Cl^3AzO$ crist .... $+107^{Cal},1$

$C^2HCl^3O^2$ crist. + AzH^3 gaz = $C^2H^2Cl^3AzO$ crist. + H^2O gaz ... $+ 8^{Cal},5$

RIVALS, *C. R.*, CXXII, 618; 1896.

Réaction mesurée : Combustion.

AMIDE PROPIONIQUE.

$C^3H^7AzO = 73$.

$C^3 + H^7 + Az + O = C^3H^7AzO$ crist......................... $+ 88^{Cal},4$

Combustion : $+436,0$.

B. et Fo., *A.* [6], XXII, 20; 1891.

Dissolution, à 14°,6 : $-1,0$

AMIDE BENZOÏQUE.

$C^7H^7AzO = 121$.

$C^7 + H^7 + Az + O = C^7H^7AzO$ crist......................... $+ 49^{Cal},3$

$C^7H^6O^2$ crist. + AzH^3 gaz = $C^7H^7AzO + H^2O$ gaz .... $- 0,5$

C^7H^7AzO crist. + H^2O crist. = $C^7H^6O^2.AzH^3$ crist............. $+ 5,1$

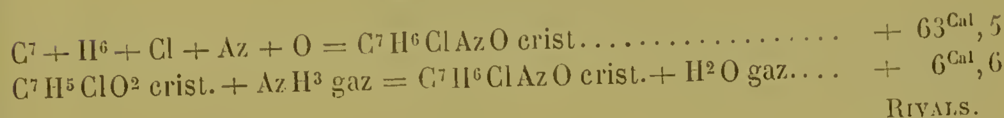
B. et Fo., *A.* [6], XXII, 20; 1891.

Combustion : $+852,3$.

Dissolution dans nC^2H^6O, à 24° : $-4^{Cal},2$ (Speyers).

AMIDE BENZOÏQUE CHLORÉ.


$C^7H^6ClAzO = 155,5$.


$C^7 + H^6 + Cl + Az + O = C^7H^6ClAzO$ crist. . . . . $+ 63^{Cal},5$
$C^7H^5ClO^2$ crist. $+ AzH^3$ gaz $= C^7H^6ClAzO$ crist. $+ H^2O$ gaz. . . . $+ 6^{Cal},6$

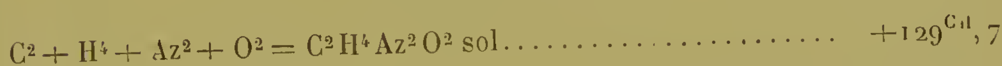
RIVALS.

Réaction mesurée : Combustion.

Deuxième section. — AMIDES DES ACIDES BIBASIQUES.

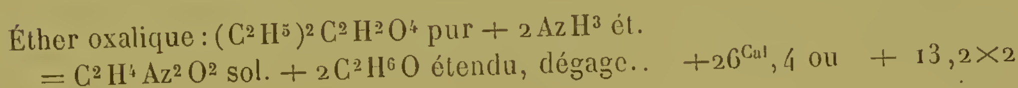

AMIDE OXALIQUE.

$C^2H^4Az^2O^2 = 88$.


$C^2 + H^4 + Az^2 + O^2 = C^2H^4Az^2O^2$ sol. . . . . $+129^{Cal},7$

Combustion : $+196,9$. B., *A.* [5], IX, 348; 1876.

Réaction mesurée :


Éther oxalique : $(C^2H^5)^2C^2H^2O^4$ pur $+ 2AzH^3$ ét.
$= C^2H^4Az^2O^2$ sol. $+ 2C^2H^6O$ étendu, dégage. . $+26^{Cal},4$ ou $+ 13,2 \times 2$

Donc


$C^2H^2O^4.2AzH^3$ crist.
$= C^2H^4Az^2O^2$ sol. $+ 2H^2O$ liq. . . . $-2^{Cal},4$ $2H^2O$ sol. . . $+ 0^{Cal},2$


ACIDE OXAMIQUE.

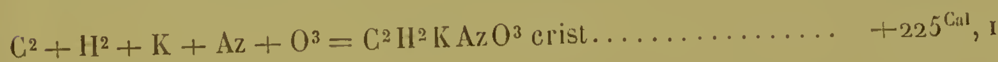
$C^2H^3AzO^3 = 89$.


$C^2 + H^3 + Az + O^3 = C^2H^3AzO^3$ sol. . $+163^{Cal},3$ dissous. . $+156^{Cal},3$

Combustion : $+128,8$. MAT., *A.* [6], XXVIII, 116; 1893.

Dissolution, à 12° : $-7^{Cal},0$.

Sel K : $C^2H^2KAzO^3$.


$C^2 + H^2 + K + Az + O^3 = C^2H^2KAzO^3$ crist. . . . . $+225^{Cal},1$

Dissolution : $-7^{Cal},4$.


Neutralisation : $C^2H^3AzO^3$ diss. $+ KOH$ diss. . . . . $+ 13^{Cal},65$

MAT.


$C^2H^3AzO^3$ sol. $+ KOH$ sol. $= C^2H^2KAzO^3$ sol. $+ H^2O$ sol. . . . . . $+ 27^{Cal},7$

SUCCINIMIDE.


$$C^4H^5AzO^2 = 99.$$


$C^4 + H^5 + Az + O^2 = C^4H^5AzO^2$ sol.................... $+110^{Cal},5$

Combustion : +439,2.

B. et Fogh., *A.* [6], XXII, 21; 1881.


$C^4H^6O^4$ crist. $+ AzH^3$ gaz $= C^4H^5AzO^2$ sol. $+ 2H^2O$ sol.. — 0,3

Dissolution, à 22° : $-4^{Cal},3$.
Dissolution dans nC^2H^6O : −5,5 (Speyers).



CHAPITRE II.

NITRILES.

Première section. — NITRILES DES ACIDES MONOBASIQUES.

NITRILE FORMIQUE. (*Acide cyanhydrique.*)

$CAzH = 27$.

$C + Az + H = CAzH$ gaz.. —30,5 liq.. —24,8 diss.. $-24^{Cal},4$

Voir ce Volume, p. 168, 174.

$CAzH$ diss. $+ 2H^2O = CH^2O^2.AzH^3$ diss. .... $+21^{Cal},0$
$CAzH$ liq. $+ 2H^2O = CH^2O^2.AzH^3$ crist. .... $+24,3$

NITRILE ACÉTIQUE.

(*Éther méthylcyanhydrique, cyanure de méthyle.*)

$C^2H^3Az = 41$.

$C^2 + H^3 + Az = C^2H^3Az$ liq. .... $+ 0^{Cal},45$

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 108; 1889.

Combustion : +291,65.

C^4H^3Az liq. $+ 2H^2O$ liq. $= C^2H^4O^2.AzH^3$ crist. +12,5 diss.. $+12^{Cal},7$

Voir ce Volume, p. 397.

NITRILE PROPIONIQUE. (*Éther cyanhydrique, cyanure d'éthyle.*)

$C^3H^5Az = 55$.

$C^3 + H^5 + Az = C^3H^5Az$ liq. .... $+ 8^{Cal},7$
C^3H^5Az liq. $+ 2H^2O$ + eau $= C^3H^6O^2.AzH^3$ diss. .... $+ 8^{Cal},8$

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 112; 1889.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, liquide, à —30° : 23,8; à 0° : 27,4; à +90° : 40,5 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire; gazeuse, moyenne (116°-121°) : 23,4 (R.).

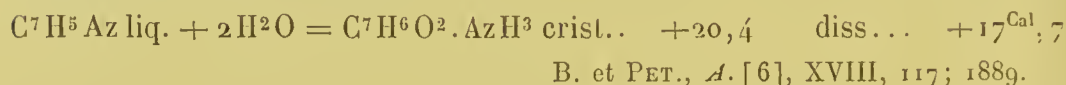
Combustion : +446,7.

NITRILE BENZOÏQUE. (*Cyanure de phényle.*)


$C^7H^5Az = 103$.


$C^7 + H^5 + Az = C^7H^5Az$ liq .... $-33^{Cal},1$

Combustion : +865,9.


C^7H^5Az liq. $+ 2H^2O = C^7H^6O^2.AzH^3$ crist.. +20,4 diss... $+17^{Cal},7$

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 117; 1889.

NITRILE PHÉNYLACÉTIQUE. (*Cyanure de benzyle.*)


$C^8H^7Az = 117$.


$C^8 + H^7 + Az = C^8H^7Az$ liq .... $-27^{Cal},9$

Combustion : +1023,8.

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 124; 1889.

NITRILE TOLUIQUE (ORTHO).


$C^8H^7Az = 117$.

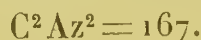

$C^8 + H^7 + Az = C^8H^7Az$ liq .... $-34^{Cal},8$

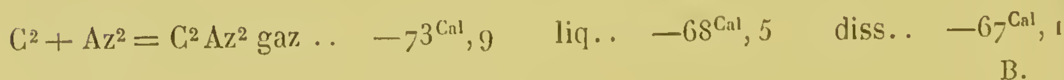
Combustion : +1030,7.

B. et PET.

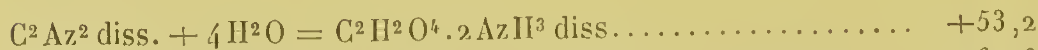
Deuxième section. — NITRILES DES ACIDES BIBASIQUES.

NITRILE OXALIQUE. (*Cyanogène.*)


$C^2Az^2 = 167$.


$C^2 + Az^2 = C^2Az^2$ gaz .. $-73^{Cal},9$ liq.. $-68^{Cal},5$ diss.. $-67^{Cal},1$

B.


C^2Az^2 diss. $+ 4H^2O = C^2H^2O^4.2AzH^3$ diss .... +53,2


C^2Az^2 liq. $+ 4H^2O$ liq. $= C^2H^2O^4.2AzH^3$ crist. .... +62,6

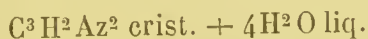
NITRILE MALONIQUE.

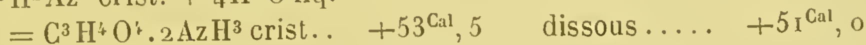

$C^3H^2Az^2 = 66.$


$C^3 + H^2 + Az^2 = C^3H^2Az^2$ crist. . . . . $-42^{Cal},3$

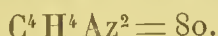
Combustion : +395,1.

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 128; 1889.


$C^3H^2Az^2$ crist. + $4H^2O$ liq.


$= C^3H^4O^4.2AzH^3$ crist. . $+53^{Cal},5$ dissous . . . . . $+51^{Cal},0$

NITRILE SUCCINIQUE.

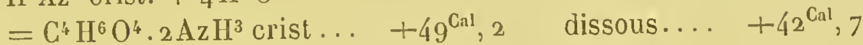

$C^4H^4Az^2 = 80.$


$C^4 + H^4 + Az^2 = C^4H^4Az^3$ crist. . . . . $-29^{Cal},8$

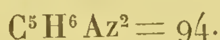
Combustion : +545,0.

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 131; 1889.


$C^4H^2Az^2$ crist. + $4H^2O$


$= C^4H^6O^4.2AzH^3$ crist . . . $+49^{Cal},2$ dissous. . . . $+42^{Cal},7$

NITRILE GLUTARIQUE.


$C^5H^6Az^2 = 94.$


$C^5 + H^6 + Az^2 = C^5H^6Az^2$ liq. . . . . $-21^{Cal},3$

Combustion : +699,8.

B. et Pet., *A.* [6], XVIII, 135; 1889.

Les chaleurs de formation des amides, imides et nitriles de l'acide carbonique et des dérivés amidés des acides à fonction complexe seront données plus loin, après les alcools.

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

AMINES DES ALCOOLS A FONCTION SIMPLE.

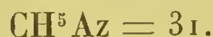
CHAPITRE I.

AMINES DÉRIVÉES DES ALCOOLS PROPREMENT DITS ET DES ALDÉHYDES.

Première section. — AMINES DES ALCOOLS MONOATOMIQUES.

Dérivés méthyliques.

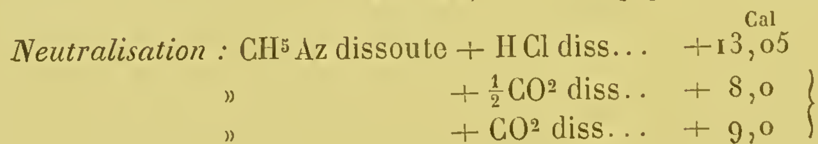
MÉTHYLAMINE.


$CH^5Az = 31$.


$C + H^5 + Az = CH^5Az$ gaz .... $+ 9^{Cal},9$

Combustion : +256,9.

MULLER, *B. S. Ch.* [2], XLIV, 608; 1885.


		Cal
Neutralisation : CH^5Az dissoute	$+ HCl$ diss...	+13,05
»	$+ \frac{1}{2}CO^2$ diss..	+ 8,0
»	$+ CO^2$ diss...	+ 9,0

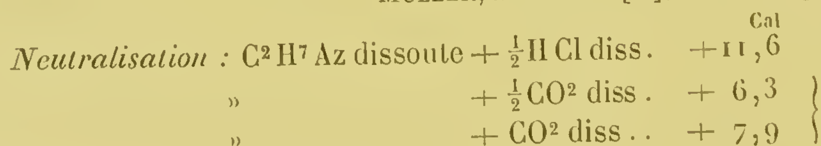
DIMÉTHYLAMINE.


$C^2H^7Az = 45$.


$C^2 + H^7 + Az = C^2H^7Az$ gaz .... $+ 4^{Cal},1$

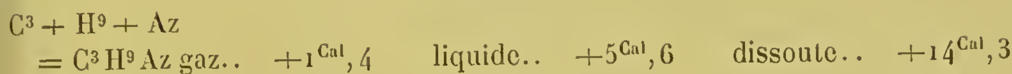
Combustion : + 426,0.

MULLER, *B. S. Ch.* [2], XLIV, 609; 1885.


		Cal
Neutralisation : C^2H^7Az dissoute	$+ \frac{1}{2}HCl$ diss.	+11,6
»	$+ \frac{1}{2}CO^2$ diss.	+ 6,3
»	$+ CO^2$ diss..	+ 7,9

TRIMÉTHYLAMINE.


$C^3H^9Az = 59$.


$C^3 + H^9 + Az$
$= C^3H^9Az$ gaz.. $+1^{Cal},4$ liquide.. $+5^{Cal},6$ dissoute.. $+14^{Cal},3$

Combustion : +592,0.

B., *A.* [5], XXIII, 246; 1881.

Dissolution C^3H^9 gaz dans $272H^2O$, à 9°	+12,9
» dans $3,6H^2O$, à 19°	+ 9,0
» dans $12H^2O$, à 20°	+11,5
» dans $27H^2O$, à 22°	+12,5

B.


C^3H^9Az liq. + eau .... + 8,75

COLSON, *A.* [6], XIX, 413.

Neutralisation : C^3H^9Az dissoute + HCl diss	+ 8,9
» $+ C^2H^4O^2$ diss	+ 8,3
» $+ \frac{1}{2} SO^4H^2$ diss	+10,9
» $+ CO^2$ diss. (26^{lit})	+ 4,4

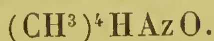

C^3H^9Az dissoute $+ \frac{1}{2} C^2H^2O^4$ dissous .... + 9,6

Chlorhydrate :

$C^3H^9Az.HCl$, dissolution à 18°	— 0,5
C^3H^9Az gaz + HCl = $C^3H^9Az.HCl$ solide	+39,8

Entre l'ammoniaque et la triméthylamine, en présence de HCl dissous, il y a partage.

HYDRATE DE TÉTRAMÉTHYLAMMONIUM.


$(CH^3)^4HAzO$.

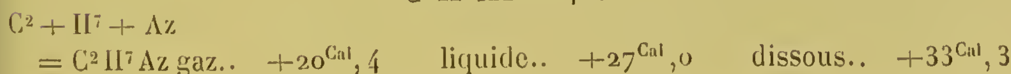
Neutralisation : $(CH^3)^4HAzO$ diss. $+ \frac{1}{2} SO^4H^2$ diss	+15,5
» + HCl diss	+13,75

Th. U., I, 392.

Dérivés éthyliques.

ÉTHYLAMINE.


$C^2H^7Az = 45$.


$C^2 + H^7 + Az$
$= C^2H^7Az$ gaz.. $+20^{Cal},4$ liquide.. $+27^{Cal},0$ dissous.. $+33^{Cal},3$

Combustion : +409,7...gaz.

B., *A.* [5], XXIII, 244; 1891.

	Cal
Dissolution C^2H^7Az gazeuse, à 19°	+12,91
» liquide, à 19°	+ 6,33

B.

Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},58$.

H. GAUTIER, *Thèse de Pharm.*, 1888.

	Cal
Neutralisation : C^2H^7Az diss. $\frac{1}{7}$ + HCl diss., à 19°	+13,2
» + $C^2H^4O^2$ diss	+12,9
» + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss	+15,2

B.

Dissolution : $C^2H^7Az.HCl$ + eau .... — 2,23

H. GAUTIER.

DIÉTHYLAMINE.

$$C^4H^{11}Az = 73.$$

$C^4 + H^{11} + Az$
$= C^4H^{11}Az$ gaz. $+32^{Cal},3$ liquide. $+39^{Cal},8$ dissous. $+48^{Cal},0$

Combustion : +716,9 (liq.).
Combustion : +724,4 (gaz) (Muller).

Dissolution : $C^4H^{11}Az$ liquide + eau .... + 8,22

Neutralisation : $C^4H^{11}Az$ diss. + HCl dissous .... +12,4
$C^4H^{11}Az.HCl$ + eau .... — 1,49

H. GAUTIER.

TRIÉTHYLAMINE.

$$C^6H^{15}Az = 101.$$

$C^6 + H^{15} + Az$
$= C^6H^{15}Az$ gaz. $+36^{Cal},2$ liquide.. $+45^{Cal},0$ dissous.. $+55^{Cal},0$

Combustion : +1038,3 (liq.).
Combustion : +1047,1 (gaz) (Muller).

Dissolution : $C^6H^{15}Az$ liquide + eau .... +10,01

Neutralisation : $C^6H^{15}Az$ diss. + HCl dissous .... + 9,64
$C^6H^{15}Az.HCl$ + eau .... — 0,53

H. GAUTIER.

Dérivés propyliques.

PROPYLAMINE.


$C^3H^9Az = 59$.

Dissolution : C^3H^9Az liquide + eau .... $+ 6^{Cal},15$

Neutralisation : C^3H^9Az diss. + HCl dissous .... $+13^{Cal},85$

COLSON, *A.* [6], XIX, 413; 1890.

DIPROPYLAMINE.


$C^6H^{15}Az = 101$.

Dissolution : $C^6H^{15}Az$ liquide + eau .... $+ 7^{Cal},55$

Neutralisation : C^6H^{15} liq. + 1,5HCl dissous .... $+13,45$

COLSON, *A.* [6], XIX, 412; 1890.

ALLYLAMINE.


$C^3H^7Az = 57$.

Dissolution : C^3H^7Az liq. + eau .... $+ 4,68$

Neutralisation : C^3H^7Az diss. + HCl diss .... $+13,46$

H. GAUTIER, *Thèse de Pharm.*, 1888.

Dérivés butyliques.

ISOBUTYLAMINE.


$C^4H^{11}Az = 73$.

Dissolution : $C^4H^{11}Az$ liq. + eau .... $+ 6,00$

Neutralisation : $C^4H^{11}Az$ diss. + H Cl diss .... $+13,95$

COLSON, *A.* [6], XIX, 413; 1896.

DIISOBUTYLAMINE.


$C^8H^{19}Az = 129$.

Dissolution : $C^8H^{19}Az$ liq. + eau .... $+ 7,05$

Neutralisation : $C^8H^{19}Az$ diss. + H Cl diss............ $+13,15$

$C^8H^{19}Az$ diss. + $\frac{1}{2}C^2H^2O^4$ diss. = sel solide........... $+16,4$

COLSON, *A.* [6], XIX, 413; 1890

AMYLAMINE.


$C^5H^{13}Az = 87.$


$C^5 + H^{13} + Az = C^5H^{13}Az$ gaz... $+43^{Cal},6$ liquide... $+52^{Cal},4$
dissous... $+57^{Cal},4$

Combustion liquide : +867,6.

» gazeuse : +876,4.

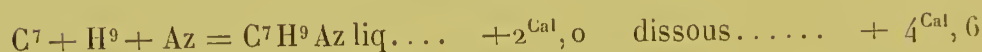
MULLER.

	Cal
Dissolution : $C^5H^{13}Az$ liq. + eau	+ 5,05
Neutralisation : $C^5H^{13}Az$ diss. + HCl diss	+13,7
» $+ \frac{1}{2}CO^2$ diss	+ 8,2
» $+ CO^2$ diss	+ 9,7
$C^5H^{13}Az.HCl$ + eau	— 1,37

H. GAUTIER.

BENZYLAMINE.


$C^7H^9Az = 107.$


$C^7 + H^9 + Az = C^7H^9Az$ liq.... $+2^{Cal},0$ dissous...... $+ 4^{Cal},6$

Combustion : +968,6.

PET., *A.* [6], XVIII, 199; 1889.

Dissolution : $C^5H^{13}Az$ liquide + eau	+ 2,56
Neutralisation : C^7H^9Az diss. + HCl diss	+12,9
$C^7H^9Az.HCl$ + eau	— 3,83

H. GAUTIER.

Deuxième section. — AMINES DÉRIVÉES DES PHÉNOLS.

ANILINE.


$C^6H^7Az = 93.$


$C^6 + H^7 + Az = C^6H^7Az$ gaz.... $-19^{Cal},8$ liquide.... $-11^{Cal},2$
dissous... $-11^{Cal},4$

Combustion : +818,5.

PETIT, *A.* [6], XVIII, 149; 1889.

Chaleur spécifique liquide moléculaire moyenne (12°-150°) : 43,2.
Chaleur de vaporisation : $8^{Cal},6$.

Dissolution :

		Cal
C^6H^7Az + eau; à t^o	$(t - 11^o,9) \times$	$-$ 0,0447
» à 15°,9	»	$-$ 0,18
» à 24°,2	»	$-$ 0,55

B., *A.* [6], XXI, 358; 1890.

Neutralisation :

C^6H^7Az diss. ($\frac{1}{4}$) + HCl diss. ($\frac{1}{2}$) .... + 7,44

Loug., *A.* [5], XVII, 231; 1879.

» + 2ᵉ HCl diss .... + 0,9

Vignon, *C. R.*, CVI, 1723; 1888.

C^6H^7Az diss. + AzO^3H diss. ($\frac{1}{2}$) .... + 7,45
» liq. + $C^2H^4O^2$ liq. (les deux corps purs) .... + 1,53
» diss. + $C^2H^4O^2$ diss .... + 3,8
$C^2H^4O^2.C^6H^7Az$ diss. ($\frac{1}{6}$) + $C^2H^4O^2$ diss. ($\frac{1}{2}$) .... + 1,41
$C^2H^4O^2.C^6H^7Az$ diss. + C^6H^7Az diss .... + 1,0

B., *A.* [6], XXI, 366; 1890.

C^6H^7Az diss. + $C^2H^2O^4$ diss. ($\frac{1}{4}$) (sel acide) .... + 7,66

C^6H^7Az diss. + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss .... + 9,21
» + 2ᵉ $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss .... $-$ 0,81

Total : + SO^4H^2 diss .... + 8,4

B., *A.* [6], XXI, 359; 1890.

» + $\frac{1}{2}CrO^3$ diss .... + 7,2

Girard et Lhote, *C. R.*, CVIII, 239, 1889.

$C^7H^6O^2$ crist. + C^6H^7Az liq. = $C^6H^7Az.C^7H^6O^2$ .... + 2,7
$C^7H^6O^2$ diss. + C^6H^7Az diss. = sel dissous .... + 5,0

B., *A.* [6], XXI, 369, 1890.

Dissolution :

$C^6H^7Az.HCl$ + eau .... $-$ 2,73
$C^6H^7Az.AzO^3H$ + eau .... $-$ 6,73
$(C^6H^7Az)^2SO^4H^2$ + eau .... $-$ 4,63

B., *A.* [6], XXI, 387, 1890.

C^6H^7Az gaz + SO^4H^2 crist. = $C^6H^7Az.SO^4H^2$.. +57,8 ou +28,9 × 2

L'aniline combinée aux acides, avec formation de sels dissous, éprouve un déplacement total, ou sensiblement, par NaOH dissoute et par AzH^3 dissoute (*voir* aussi la pyridine, p. 646-647).

ANILINE CHLORÉE.



$C^6H^6ClAz = 127,5.$

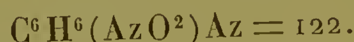
Plusieurs isomères.

	Ortho. liq.	Méta. liq.	Para. sol.
	Cal	Cal	Cal
Dissolution : $C^6H^6ClAz + O$	−0,56	−0,83	−5,11
Neutralisation : C^6H^6ClAz diss + HCl diss	+6,27	+6,61	+7,2
Dissolution du sel $C^6H^6ClAz.HCl + 6^{lit}$ d'eau	−4,38	−3,93	−3,49
Dilution de la dissolution du chlorhydrate de 4^{lit} à 16^{lit}	−0,73	−0,60	−0,37

LOUG., *A.* [5], XVII, 238; 1879.

Température de fusion : +69°.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},7$ (Bruner).

ANILINE NITRÉE.



$C^6H^6(AzO^2)Az = 122.$

Dissolution : $C^6H^6(AzO^2)Az$ (para) crist. + eau .... $-3^{Cal},74$
Neutralisation : $C^6H^6(AzO^2)Az$ diss. + HCl diss ...... $+1^{Cal},81$

LOUG., *A.* [5], XVII, 248; 1879.

ANILIDE ACÉTIQUE.



$C^8H^9AzO = 135.$



$C^8 + H^9 + Az + O = C^8H^9AzO$ crist .... $+52^{Cal},1$

Combustion : +1016,8.

B. et FOGH., *A.* [6], XXII, 23; 1891.

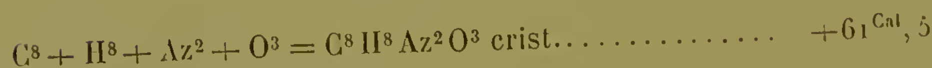
Dissolution étendue dans nCH^4O à 24° .... $-4^{Cal},5$
» nC^2H^6O .... $-4,2$
» $nCHCl^3$ .... $-4,4$

SPEYER, *J. Am. Ch. Soc.*, XVIII, février 1896.

NITRANILIDE ACÉTIQUE.



$C^8H^8(AzO^2)AzO = 180.$



$C^8 + H^8 + Az^2 + O^3 = C^8H^8Az^2O^3$ crist .... $+61^{Cal},5$

Combustion : +968,9.

MATIGNON et DELIGNY, *C. R.*, CXXI, 423; 1895.

ANILIDE BENZOÏQUE.


$C^{13}H^{11}AzO = 197.$


$C^{13} + H^{11} + Az + O = C^{13}H^{11}AzO$ crist........ $+22^{Cal},1$

Combustion : +1583,7.

B. et FOGH., *A.* [6], XXII, 23; 1891.

MÉTHYLANILINE.


$C^{7}H^{9}Az = 107.$


$C^{7} + H^{9} + Az = C^{7}H^{9}Az$ liq.................... $-3^{Cal},4$

Combustion : +974,0.

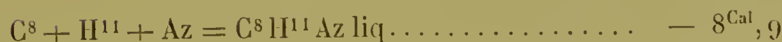
PETIT.

	Cal
$C^{7}H^{9}Az$ liq. + HCl diss.	+ 6,9
» + 2^{e} HCl diss.	+ 1,3
$C^{7}H^{9}Az$ liq. + $\frac{1}{2}SO^{4}H^{2}$ diss.	+ 8,1
» + $2^{e}\frac{1}{2}SO^{4}H^{2}$ diss.	+ 0,9
Total : + $2SO^{4}H^{2}$ diss.	+ 9,0

VIGNON, *C. R.*, CVI, 1723; 1888.

DIMÉTHYLANILINE.


$C^{8}H^{11}Az = 121.$


$C^{8} + H^{11} + Az = C^{8}H^{11}Az$ liq................. $-8^{Cal},9$

Combustion : +1142,9.

ST.

$C^{8}H^{11}Az$ liq. + HCl diss.	+ 6,8
» + 2^{e} HCl diss.	+ 0,7
$C^{8}H^{11}Az$ liq. + $\frac{1}{2}SO^{4}H^{2}$ diss.	+ 7,6
» + $2^{e}\frac{1}{2}SO^{4}H^{2}$ diss.	+ 0,7
Total : + $2SO^{4}H^{2}$ diss.	+ 8,3

VIGNON, *C. R.*, CVI, 1723; 1888.

DIÉTHYLANILINE.


$C^{10}H^{15}Az = 149.$


$C^{10} + H^{15} + Az = C^{10}H^{15}Az$ liq................ $+8^{Cal},7$

Combustion : +1451,8.

ST.

TOLUIDINES.


$C^7H^9Az = 107$.

Pusieurs isomères.

	Ortho.		Méta.		Para.
$C^7 + H^9 + Az = C^7R^9Az$ liq....	$+ 5^{Cal},9$	liq...	$+ 5^{Cal},1$	sol...	$+ 11^{Cal},0$
Combustion : C^7H^9Az liq......	$+964^{Cal},7$	liq...	$+965^{Cal},6$	sol...	$+958^{Cal},8$

PETIT, *A.* [6], XVIII, 152; 1889.

Dissolution : C^7H^9Az (para) + eau .... $- 4^{Cal},5$

Température de fusion : $+38°,9$.
Chaleur de fusion : $4^{Cal},20$. BATTELLI, *A. Phys. Beibl.*, XI, 233.

Neutralisation : C^7H^9Az (para) diss. + HCl diss........ $+ 7^{Cal},62$
Th., I, 410.

C^7H^9Az (para) sol. + HCl gaz = $C^7H^9Az.HCl$ sol....... $+23,65$
Dissolution : $C^7H^9Az.HCl$ (para) + eau............... $- 3,25$

La benzylamine et la méthylaniline sont métamères avec les trois toluidines.

NAPHTYLAMINE.


$C^{10}H^9Az = 143$.

Température de fusion : $+43°,4$.
Chaleur de fusion : $2^{Cal},77$. BATTELLI, *A. Phys. Beibl.*, XI, 233.

DIPHÉNYLAMINE.


$C^{12}H^{11}Az = 169$.

$C^{12} + H^{11} + Az = C^{12}H^{11}Az$ sol........................ $-25^{Cal},8$

Combustion : $+1536,9$. ST.

Température de fusion : $+51°$.
Chaleur de fusion : $-3^{Cal},58$. BATTELLI, *A. Phys. Beibl.*, XI, 233.

TRIPHÉNYLAMINE.


$C^{18}H^{15}Az = 245$.

$C^{18} + H^{15} + Az = C^{18}H^{15}Az$ sol...................... $+54^{Cal},4$

Combustion : $+2269,0$. ST.

Troisième section. — AMINES DES ALCOOLS DIATOMIQUES.

ÉTHYLÈNE DIAMINE.

$C^2H^4.2AzH^2$ . . . base diacide.

	Cal
Dissolution : $C^2H^8Az^2$ liq. + eau................	+ 7,6
Neutralisation : $C^2H^8Az^2$ diss. + HCl diss.......	+12,5
» + 2ᵉ HCl diss.....	+11,0
Total......................	+23,5
Dissolution : $C^2H^4.2AzH^2.2HCl$ + eau.........	— 7,55

A. Colson et Darzens, *C. R.*, CXVIII, 250; 1894.

D'après ces nombres, cet alcali possède deux fonctions basiques inégales.

PHÉNYLÈNEDIAMINE.

$C^6H^8Az^2 = 108$.

Vignon, *C. R.*, CVI, 1671, 1888; CIX, 477, 1889.

	Ortho. crist. Cal	Méta. crist. Cal	Para. crist. Cal
Dissolution : $C^6H^8Az^2$ + eau.........	»	— 3,2	— 3,8
» $C^6H^8Az^2.2H^2O$ + eau...	»	»	— 7,4
Neutralisation :			
$C^6H^8Az^2$ diss. + HCl diss..........	+ 7,0	+ 7,0	+ 8,8
» + 2ᵉ HCl diss..........	+ 3,1	+ 4,7	+ 5,9
» + 2HCl diss..........	+10,1	+11,7	+14,7
» + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss......	»	+ 8,3	+ 9,6
» + 2ᵉ $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss......	»	+ 5,9	+10,0
» + SO^4H^2 diss..........	»	+14,2	+19,6
» + $C^2H^4O^2$ diss......	»	+ 4,4	+ 7,2
» + 2ᵉ $C^2H^4O^2$ diss.......	»	+ 1,6	+ 1,2
» + $2C^2H^4O^2$ diss.......	»	+ 6,0	+ 8,4
» + $\frac{1}{2}C^2H^2O^4$ diss......	»	+ 6,6	+ 8,8
+ 2ᵉ $\frac{1}{2}C^2H^2O^4$ diss......	»	+ 2,0	+13,4
» + $C^2H^2O^4$ diss.........	»	+ 8,6	+22,2

$C^6H^8Az^2.3HCl.5H^2O$ (ortho) crist. + eau....... $-8^{Cal},2$

Ces alcalis possèdent deux fonctions basiques, dont l'inégalité est moindre que pour l'éthylène diamine, particulièrement pour l'alcali para.

Quatrième section. — ALCALIS DÉRIVÉS D'ALDÉHYDES ou CONGÉNÈRES.

PIPÉRIDINE.



$C^5H^{11}Az = 85.$

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 45,3 (12°-31°).

COLSON, *A.* [6], XIX, 407; 1890.

Dissolution : $C^5H^{11}Az$ liq. + eau, vers 20°,9	+ 6^{Cal},46
» $C^5H^{11}Az + 1\frac{1}{6}H^2O$ liq.	+ 1,6
» » $+ 3H^2O$ liq.	+ 2,3
» » $+ 9H^2O$ liq.	+ 3,5

B. *A.* [6], XXI, 375; 1890.

Ces résultats indiquent la formation d'un hydrate.

Neutralisation : $C^5H^{11}Az$ diss. + HCl diss	+ 13^{Cal},32
» $C^5H^{11}Az$ diss. + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss., à 24°	+ 14,3
» » + 2e $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss.	+ 1,2
» » + SO^4H^2 diss.	+ 15,5
$C^5H^{11}Az.HCl$ + eau	— 1,0

La pipéridine dissoute partage HCl déjà combiné avec AzH^3.

Elle est déplacée, dans ses combinaisons avec les acides, par NaOH dissoute et par CaO dissoute.

PYRIDINE.



$C^5H^5Az = 79.$

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 33,0 (14°-35°).

COLSON, *A.* [6], XIX, 407; 1890.

	Cal
Dissolution : C^5H^5Az liq. + eau, vers 22°	+ 2,12
Neutralisation : C^5H^5Az diss. + HCl diss.	+ 5,10
C^5H^5Az diss. + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss.	+ 7,1
» + 2e $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss.	— 0,9
Total : + SO^4H^2 diss.	+ 6,2

B., *A.* [6], XXI, 381; 1890.

La pyridine fournit des indices de partage des acides avec l'ammoniaque dans les sels pyridiques dissous, l'ammoniaque s'emparant presque entièrement de l'acide, à équivalents égaux des deux bases.

Elle donne lieu à un partage très notable des acides avec l'aniline, dans les sels dissous de ces deux bases, avec prépondérance notable de la pyridine.

B.

La pyridine forme un hydrate stable : $C^5H^5Az.H^2O$.

Ce composé subsiste, même sous forme gazeuse, à 100° et à 180°, à l'état de dissociation partielle.

L. HENRI, *Bull. Ac. roy. Belgique*, août 1894.

QUINOLÉINE.



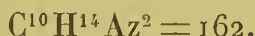
$C^9H^7Az = 125$.

C^9H^7Az liquide + excès HCl étendu .... $+6^{Cal},8$

COLSON, *A.* [6], XIX, 411; 1890.

Cinquième section. — ALCALIS DIVERS.

NICOTINE.



$C^{10}H^{14}Az^2 = 162$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 68,0 (13°-43°).

COLSON.

Dissolution :

$C^{10}H^{14}Az^2$ diss. + $\frac{1}{2}$ HCl diss...	+ 8^{Cal},05	HCl plus ét., vers 15°.	$+7^{Cal}$,20
» 2e HCl diss...	+ 3,47		
Total : 2HCl diss...	11,52		
» + 3^e et 4e HCl dis.	+ 0,54		

COLSON, *A.* [6], XIX, 409; 1890.

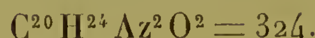
$C^{10}H^{14}Az^2$ diss. + $\frac{1}{2}$ SO^4H^2 diss.	+ 9,54
» + 2^e $\frac{1}{2}$ SO^4H^2 dis.	+ 3,92
Somme..	+ 13,46

Il résulte de ces nombres que la nicotine possède deux fonctions basiques différentes.



$C^{10}H^{14}Az^2.2HCl$ + eau.......................... $+6^{Cal},56$

QUININE.


$C^{20}H^{24}Az^2O^2 = 324.$

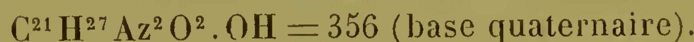
Neutralisation :

	Cal
$C^{20}H^{24}Az^2O^2$ pp. + SO^4H^2 ét. = sel neutre dissous.........	+15,5
Quinine séchée à 100° + excès SO^4H^2....................	+18,7
Q $SO^4H^2.6H^2O$ = 530 dissous dans SO^4H^2 (12[lit])..........	− 6,7
Une 2[e] moléc. Q, en s'unissant au sulf. neutre diss., dégage.	+ 5,0 env.

Ainsi, la quinine possède deux basicités différentes.

COLSON et DARZENS, *C. R.*, CXVIII, 250; 1894.

HYDRATE DE MÉTHYLQUININE.

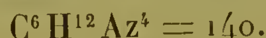

$C^{21}H^{27}Az^2O^2.OH = 356$ (base quaternaire).

Neutralisation :

Alcali dissous + HCl dissous.............................. +10,8

Th. U., I, 405.

HEXAMÉTHYLÈNETÉTRAMINE.


$C^6H^{12}Az^4 = 140.$

$C^6 + H^{12} + Az^4 = C^6H^{12}Az^4$ crist...... $+26^{Cal},7$ diss..... $-21^{Cal},9$

DELÉPINE, *C. R.*, CXXIII, 888; 1896.

Combustion : $+1006^{Cal},5$.

Dissolution :

$C^6H^{12}Az^4$ + eau.. $+ 4^{Cal},8$

Neutralisation :

$C^6H^{12}Az^4$ diss.

							Cal
+ ½ HCl diss.	+1,13	½ AzO^3H diss.	+1,15	½ $C^2H^4O^2$ diss.	+0,53	¼ SO^4H^2 diss.	+2,11
+ HCl diss.	+2,13	1 AzO^3H diss.	+2,19	1 $C^2H^4O^2$ diss.	+0,81	½ SO^4H^2 diss.	+4,10
+2HCl diss.	+2,32	2 AzO^3H diss.	+2,37	2 $C^2H^4O^2$ diss.	+1,06	1 SO^4H^2 diss.	+3,51

Dissolution : $C^6H^{12}Az^4.HCl$ + eau, vers 15°................	$-3^{Cal},94$
$C^6H^{12}Az^4.AzO^3H$ + eau........................	− 5,50
$C^6H^{12}Az^4.2AzO^3H$ + eau.......................	−14,3
$(C^6H^{12}Az)^2SO^4H^2$ + eau......................	+ 1,82
$C^6H^{12}Az^4.SO^4H^2$ + eau.......................	− 1,60
$C^6H^{12}Az^4.SO^4H^2.H^2O$ + eau..................	− 4,71

Formation des sels solides (tout solide) :

$C^6H^{12}Az^4.AzO^3H$	$+19^{Cal},1$
$C^6H^{12}Az^4.2AzO^3H$	$+34,6$
$C^6H^{12}Az^4.SO^4H^2$	$+32,2$
$(C^6H^{12}Az^4)^2SO^4H^2$	$+26,1$

DELÉPINE, *C. R.*, CXXIII, 888; 1896.

Dérivé nitrosé.



$C^5H^{10}(AzO)^2Az^4$.

$C^5 + H^{10} + Az^6 + O^2 = C^5H^{10}Az^6O^2$ crist. .... $-55^{Cal},8$

Combustion : $+873,1$.

DELÉPINE.

Autre dérivé nitrosé.



$C^4H^8(AzO)^4Az^4$.

$C^4 + H^8 + Az^8 + O^4 = C^4H^8Az^8O^4$ .... $-91^{Cal},8$

Combustion : $+746,0$.

DELÉPINE.

TÉTRAMÉTHYLDIAMIDO-DIPHÉNYLMÉTHANE.

Dissolution :	$CH^2[C^6H^4Az(CH^3)^2]^2$ crist. + eau, vers 18°..	$+\ 0^{Cal},06$
Neutralisation :	Alcali dissous + HCl diss.	$+\ 3,50$
»	2ᵉ HCl diss.	$+\ 2,35$
»	3ᵉ HCl diss.	$+\ 0,61$
Total..	3 HCl diss.	$+\ 6,46$

TÉTRAMÉTHYLDIAMIDO-DIPHÉNYLMÉTHANE-BENZÈNECÉTONE.

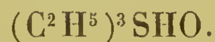
Dissolution :	$CO[C^6H^4Az(CH^3)^2]^2$ + eau	$+\ 0^{Cal},61$
Neutralisation :	Alcali + HCl diss.	$+\ 0,87$
»	2ᵉ HCl diss.	$+\ 0,00$

TÉTRAMÉTHYLDIAMIDO-DIPHÉNYLMÉTHANE-THIOBENZÈNECÉTONE.

Dissolution :	$CS[C^6H^4Az(CH^3)^2]^2$ + eau	$+\ 0^{Cal},22$
Neutralisation :	Alcali + HCl diss.	$+\ 1,35$
»	2ᵉ HCl diss.	Décomposition.

VIGNON, *C. R.*, CXV, 354; 1892.

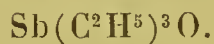
HYDRATE DE TRIÉTHYLSULFINE.


$(C^2H^5)^3SHO.$

		Cal
Neutralisation :	Alcali dissous + HCl diss.......	+13,7
	» + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ diss...	+15,4
Dissolution :	$(C^2H^5)^3SI$ + eau................	— 5,75

Th. U., I, 400.

OXYDE DE TRIÉTHYLSTIBINE.


$Sb(C^2H^5)^3O.$

Neutralisation :	Alcali dissous + SO^4H^2 diss.....	+ 3^{Cal},65
	» + 2HI diss.......	+ 0,83

Th. U., I, 406.



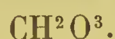
TROISIÈME SOUS-DIVISION.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES ALCOOLS.

CHAPITRE I.

AMIDES ET AMINES DE L'ACIDE CARBONIQUE. — URÉIDES.

Dérivés de l'acide carbonique.



CH^2O^3.

ACIDE CARBAMIQUE.



$CO^2AzH^3 = 61$.



$(CH^2O^3 + AzH^3 - H^2O)$.

Pour mémoire.

CARBAMATE D'AMMONIAQUE.



$CO^2Az^2H^6 = 78$.



$(CO^2AzH^3.AzH^3)$.



$C + O^2 + Az^2 + H^6 = CO^2Az^2H^6$ solide....... $+158^{Cal},0$

Chaleur de combustion : $+49,0$.

Réaction mesurée :



$CO^2 + 2AzH^3$ (gaz)........................ $+39^{Cal},3$

RAABE, *J. B. für* 1882; 124.

ÉTHER CARBAMIQUE (*Uréthane*).


$C^3H^7AzO^2 = 89.$


$(CH^2O^3 + AzH^3 + C^2H^6O - 2H^2O).$

Dissolution : $C^3H^7AzO^2$ crist. + eau, à 23° .... $-3^{Cal},8$
» dans $n\,CH^4O$, à 24° .... $-4,35$
» dans $n\,C^2H^6O$ .... $-4,7$
» dans $n\,C^3H^8O$ .... $-6,05$
» dans $n\,CHCl^3$ .... -4.6
» dans $n\,C^7H^8$ .... $-6,4$

SPEYERS, *J. Am. Ch. Soc.*, XVIII; 1896.

ACIDE CARBIMIDIQUE (*Acide cyanique*).


$CHAzO = 43.$

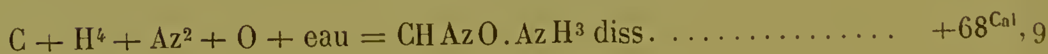

$(CH^2O^3 + AzH^3 - 2H^2O).$


$C + H + Az + O +$ eau $= CHAzO$ diss. .... $+37^{Cal},0$

Sur cet acide et ses sels, *voir* p. 170.

SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE.


$CHAzO.AzH^3 = 60.$


$C + H^4 + Az^2 + O +$ eau $= CHAzO.AzH^3$ diss. .... $+68^{Cal},9$

Voir p. 171.

ACIDE CYANIQUE SULFURÉ.

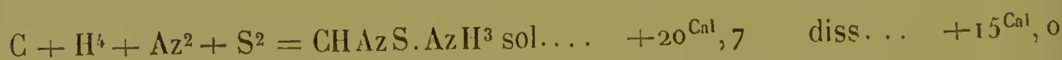

$CHAzS = 59.$


$C + Az + H + S +$ eau $= CHAzS$ diss. .... $-18^{Cal},5$

Voir p. 174.

SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE.

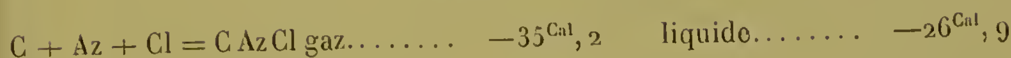

$CHAzS.AzH^3 = 76.$


$C + H^4 + Az^2 + S^2 = CHAzS.AzH^3$ sol.... $+20^{Cal},7$ diss... $+15^{Cal},0$

Voir p. 175.

CHLORURE CYANIQUE.

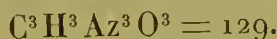

$CAzCl = 61,5.$

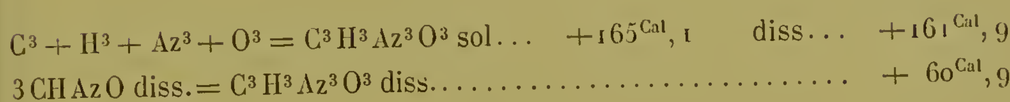

$C + Az + Cl = CAzCl$ gaz........ $-35^{Cal},2$ liquide........ $-26^{Cal},9$

Voir page 169.

Dérivés condensés de l'acide carbonique.

ACIDE TRICARBIMIDIQUE (*Acide cyanurique*).

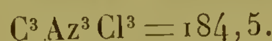

$C^3H^3Az^3O^3 = 129.$


$C^3 + H^3 + Az^3 + O^3 = C^3H^3Az^3O^3$ sol... $+165^{Cal},1$ diss... $+161^{Cal},9$

$3CHAzO$ diss. $= C^3H^3Az^3O^3$ diss.............................. $+60^{Cal},9$

Sur cet acide et ses sels, *voir* p. 172.

CHLORURE CYANURIQUE.


$C^3Az^3Cl^3 = 184,5.$


$C^3 + Az^3 + Cl^3 = C^3Az^3Cl^3$ sol.............................. $+107^{Cal},9$

$3CAzCl$ liq. $= C^3Az^3Cl^3$.............................. $+188^{Cal},6$

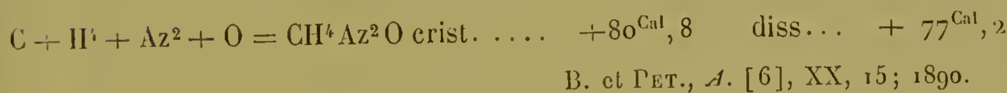
LEMOULT, inédit.

Série de l'urée.

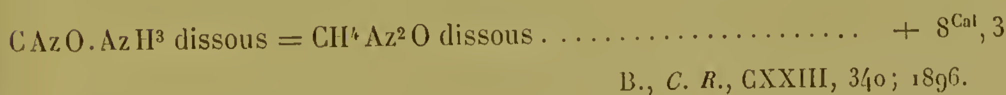
URÉE.


$CH^4Az^2O = 60.$


$(CH^2O^3 + 2AzH^3 - 2H^2O).$


$C + H^4 + Az^2 + O = CH^4Az^2O$ crist. .... $+80^{Cal},8$ diss... $+77^{Cal},2$

B. et PET., *A.* [6], XX, 15; 1890.


$CAzO.AzH^3$ dissous $= CH^4Az^2O$ dissous.............................. $+8^{Cal},3$

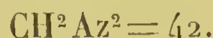
B., *C. R.*, CXXIII, 340; 1896.

Combustion : $+151,5$.


Dissolution : CH^4Az^2O + eau.............................. $-3^{Cal},6$

B. et PET., *A.* [6], XX, 16; 1896.

CYANAMIDE (*Anhydride uréique*).


$CH^2Az^2 = 42$.


$C + H^2 + Az^2 = CH^2Az^2$ crist... $-8^{Cal},3$ dissous... $-11^{Cal},9$

Voir p. 172.


Dissolution : CH^2Az^2 + eau .... $-3^{Cal},6$


Neutralisation : CH^2Az^2 diss. + HCl diss 0,0


CH^2Az^2 diss. + KOH diss .... + 3,7


» 2^e KOH diss .... + 0,1

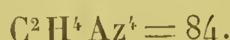

CH^2Az^2 diss. + $NaOH$ diss .... + 3,6


CH^2Az^2 diss. + AzH^3 diss .... + 1,4


CH^2Az^2 crist. + H^2O crist. = CH^4Az^2O crist .... + 18,8

LEMOULT, *C. R.*, CXXIII, 559; 1896.

DICYANAMIDE.

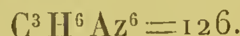

$C^2H^4Az^4 = 84$.


$C^2 + H^4 + Az^4 = C^2H^4Az^4$ crist .... $-1^{Cal},94$


$2CH^2Az^2 = C^2H^4Az^4$ .... + 14,7

LEMOULT.

TRICYANAMIDE (*cyanuramide*).


$C^3H^6Az^6 = 126$.

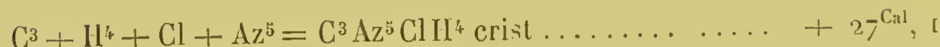

$C^3 + H^6 + Az^6 = C^3H^6Az^6$ crist .... $+20^{Cal},9$


$3CH^2Az^2 = C^3H^6Az^6$ .... + 41,8

LEMOULT.

CHLOROCYANAMIDE.


$C^3Az^5ClH^4 = 145,5$.


$C^3 + H^4 + Cl + Az^5 = C^3Az^5ClH^4$ crist .... $+27^{Cal},1$


$CAzCl$ liq. + $2CH^2Az^4$ .... + 70,6

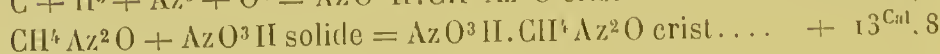
LEMOULT.

Sels d'urée.

AZOTATE D'URÉE.


$AzO^3H.CH^4Az^2O = 123$.


$C + H^3 + Az^3 + O^4 = AzO^3H.CH^4Az^2O$ crist .... $+136^{Cal},8$


$CH^4Az^2O + AzO^3H$ solide $= AzO^3H.CH^4Az^2O$ crist .... $+13^{Cal},8$

Dissolution :


$AzO^3H.CH^4Az^2O$ + eau .... $-\ 10^{Cal},8$

Neutralisation :

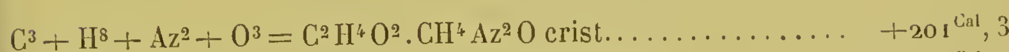

CH^4Az^2O diss. + AzO^3H diss. (1 mol. = 2[l]), à 17° .... $+\ 0,37$

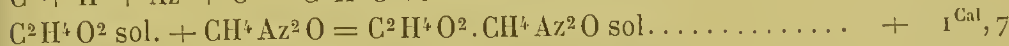
Avec un acide très étendu.

MAT., *A.* [6], XXVIII, 77; 1893.

ACÉTATE D'URÉE.

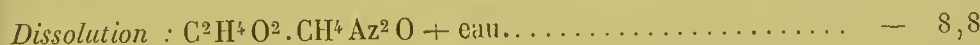

$$C^2H^4O^2.CH^4Az^2O = 120.$$


$C^3 + H^8 + Az^2 + O^3 = C^2H^4O^2.CH^4Az^2O$ crist. .... $+201^{Cal},3$


$C^2H^4O^2$ sol. + $CH^4Az^2O = C^2H^4O^2.CH^4Az^2O$ sol. .... $+\ 1^{Cal},7$

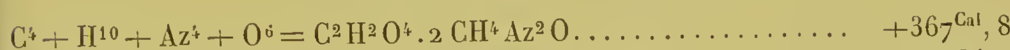

Neutralisation : $C^2H^4O^2$ étendu + CH^4Az^2O diss. .... $-\ 0,0$

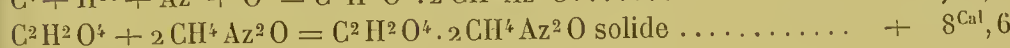
MAT. *A.* [6], XXVIII, 98; 1893.


Dissolution : $C^2H^4O^2.CH^4Az^2O$ + eau .... $-\ 8,8$

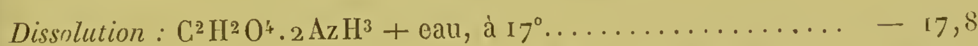
OXALATE D'URÉE.


$$C^2H^2O^4.2\,CH^4Az^2O = 210.$$


$C^4 + H^{10} + Az^4 + O^6 = C^2H^2O^4.2\,CH^4Az^2O$ .... $+367^{Cal},8$


$C^2H^2O^4 + 2\,CH^4Az^2O = C^2H^2O^4.2\,CH^4Az^2O$ solide .... $+\ 8^{Cal},6$

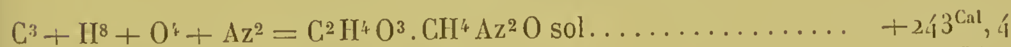

Neutralisation : $C^2H^2O^4$ diss. + $2\,CH^4Az^2O$ diss. .... $+\ 0,2$

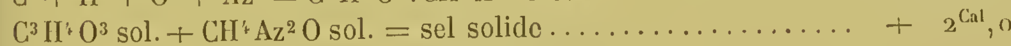

Dissolution : $C^2H^2O^4.2\,AzH^3$ + eau, à 17° .... $-\ 17,8$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 118; 1893.

GLYCOLATE D'URÉE.

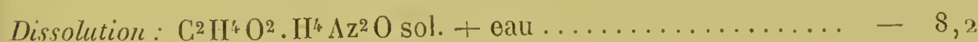

$$C^2H^4O^3.CH^4Az^2O = 136.$$


$C^3 + H^8 + O^4 + Az^2 = C^2H^4O^3.CH^4Az^2O$ sol .... $+243^{Cal},4$

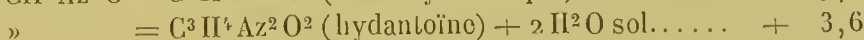

$C^3H^4O^3$ sol. + CH^4Az^2O sol. = sel solide .... $+\ 2^{Cal},0$


Neutralisation : $C^2H^4O^3$ diss. + CH^4Az^2O diss. .... $+\ 0,1$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 101.


Dissolution : $C^2H^4O^2.H^4Az^2O$ sol. + eau .... $-\ 8,2$


$C^2H^4O^3.CH^4Az^2O = C^3H^6Az^2O^3$ (acide hydantoïque) + H^2O sol. $+\ 7,2$


» $= C^3H^4Az^2O^2$ (hydantoïne) + $2\,H^2O$ sol. ..... $+\ 3,6$

AMIDOACÉTATE OU OXYACÉTAMATE D'URÉE.


$C^2H^5AzO^2.CH^4Az^2O = 135.$

$C^3 + H^9 + Az^3 + O^2 = C^2H^5AzO^2.CH^4Az^2O$ sol.	$+207^{Cal},8$
$C^2H^5AzO^2 + CH^4Az^2O$ = sel solide....................	$+ \quad 0^{Cal},8$
Neutralisation : $C^2H^5AzO^2$ diss. $+ CH^4Az^2O$ diss........	$+ \quad 0^{Cal},0$
MAT., *A.* [6], XXVIII, 101 ; 1893.	
Dissolution : $C^2H^5AzO^2.CH^4Az^2O$ sol. + eau...........	$- \quad 6^{Cal},4$

MALONATE ACIDE D'URÉE.


$C^3H^4O^4.CH^4Az^2O = 164.$

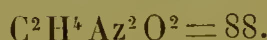
$C^4 + H^8 + Az^2 + O^5 = C^3H^4O^4.CH^4Az^2O$ sol.............	$+296^{Cal},9$
$C^3H^4O^4$ sol. $+ CH^4Az^2O$ sol...........................	$+ \quad 2^{Cal},6$
MAT., *A.* [6], XXVIII, 293 ; 1893.	

Combustion : $+356,3$.

Dissolution : $C^3H^4O^4.CH^4Az^2O$ sol. + eau..............	$- \quad 10^{Cal},75$

Uréides (Amides de l'urée).

FORMYLURÉE.


$C^2H^4Az^2O^2 = 88.$

$C^2 + H^4 + Az^2 + O^2$ crist... $+119^{Cal},3$ dissoute.....	$+112^{Cal},1$
CH^2O^2 sol. $+ CH^4Az^2O = C^2H^4A^2O^2 + H^2O$ sol..........	$+ \quad 13^{Cal},0$
MAT., *A.* [6], XXVIII, 92 ; 1893.	

Combustion : $+207,3$.

Dissolution : $C^2H^4Az^2O^2$ sol. + eau.....................	$- \quad 7,20$

ACÉTYLURÉE.


$C^3H^6Az^2O^2 = 102.$

$C^3 + H^6 + Az^2 + O^2 = C^3H^6Az^2O^2$ sol.. $+129^{Cal}$ diss..	$+122^{Cal},2$
$C^2H^4O^2 + CH^4Az^2O = C^3H^6Az^2O^2 + H^2O$ sol...........	$- \quad 0^{Cal},2$
MAT., *A.* [6], XXVIII, 94 ; 1893.	

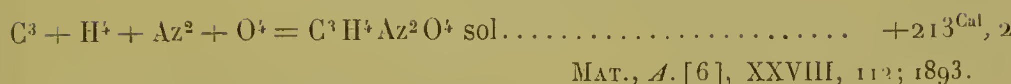
Combustion : $+360,9$.

Dissolution : $C^3H^6Az^2O^2$ + eau.........................	$- \quad 6,8$

ACIDE OXALURÉIQUE.


$C^3H^4Az^2O^4 = 132.$

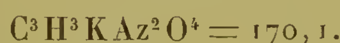

$(C^2H^2O^4 + CH^4Az^2O - H^2O).$


$C^3 + H^4 + Az^2 + O^4 = C^3H^4Az^2O^4$ sol. . . . . $+213^{Cal},2$

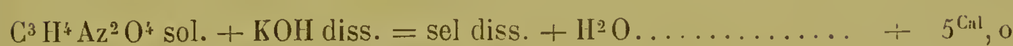
MAT., *A.* [6], XXVIII, 112; 1893.

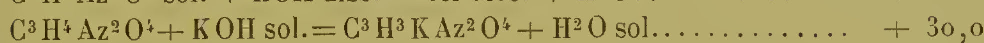
Combustion : +207,7.

Sel K.


$C^3H^3KAz^2O^4 = 170,1.$

Formation par les éléments : Sel crist. $+277^{Cal},2$.


$C^3H^4Az^2O^4$ sol. + KOH diss. = sel diss. + H^2O . . . . $+ \; 5^{Cal},0$


$C^3H^4Az^2O^4$ + KOH sol. = $C^3H^3KAz^2O^4 + H^2O$ sol . . . . $+ \; 30,0$

MAT.

Sel Am.


$C^3H^4Az^2O^4.AzH^3 = 147.$

Formation par les éléments : Sel crist. $+249^{Cal}$.
Combustion : +275,2.


$C^3H^4Az^2O^4$ sol. + AzH^3 gaz = $C^3H^4Az^2O^4.AzH^3$ crist. . . . . $+ \; 24,9$

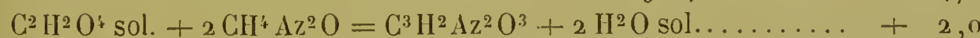
MAT.

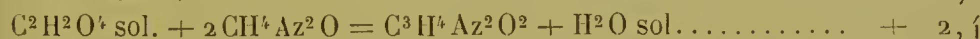
IMIDE OXALURÉIQUE (*Acide parabanique*).


$C^3H^2Az^2O^3 = 114.$


$(C^2H^2O^4 + CH^4Az^2O - 2H^2O).$


$C^3 + H^2 + Az^2 + O^3 = C^3H^2Az^2O^3$ crist. . $+139^{Cal},2$ diss. . . $+134^{Cal},1$


$C^2H^2O^4$ sol. + $2CH^4Az^2O = C^3H^2Az^2O^3 + 2H^2O$ sol . . . . $+ \; 2,0$

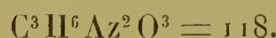

$C^2H^2O^4$ sol. + $2CH^4Az^2O = C^3H^4Az^2O^2 + H^2O$ sol . . . . $+ \; 2,4$

Combustion : +212,7.


Dissolution : $C^3H^2Az^2O^3$ + eau . . . . $- \; 5,10$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 111; 1893.

ACIDE GLYCOLURÉIQUE (*Acide hydantoïque*).


$C^3H^6Az^2O^3 = 118.$


$(C^2H^4O^3 + CH^4Az^2O - H^2O).$

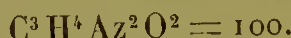

$C^3 + H^6 + Az^2 + O^3 = C^3H^6Az^2O^3$ sol. . . . . $+181^{Cal},6$

Combustion : +308,4. MAT., *A.* [6], XXVIII, 103; 1893.

Neutralisation : $C^3H^6Az^2O^3$ sol. + KOH dissoute.............. + 6^{Cal},8
» diss. + KOH diss., environ........ + 13,3

Dissolution : $C^3H^6Az^2O^3$ + eau, environ.................... — 6,5

IMIDE GLYCOLURÉIQUE OU GLYCOLYLURÉE (*Hydantoïne*).


$C^3H^4Az^2O^2 = 100.$


$(C^2H^4O^3 + CH^4Az^2O - 2H^2O).$

$C^3 + H^4 + Az^2 + O^2 = C^3H^4Az^2O^2$ sol........................ + 109^{Cal},0

Combustion : +311,9.

Dissolution : $C^3H^4Az^2O^2$ + eau.............................. — 6^{Cal},1

MAT., *A.* [6], XXVIII, 99; 1893.

Hydantoïne + H^2O sol. = ac. hydantoïque..................... + 2,2

DIURÉIDE GLYOXYLIQUE (*Allantoïne*).


$C^4H^6Az^4O^3 = 158.$


$(C^2H^4O^3 + 2\,CH^4Az^2O - 2\,H^2O).$

$C^4 + H^6 + Az^4 + O^3 = C^4H^6Az^4O^3$ crist. + 170^{Cal},4 dissous.. + 162^{Cal},6
$C^2H^4O^4$ sol. + 2 $CH^4Az^2O = C^4H^6Az^4O^3 + 3\,H^2O$ sol.......... + 18^{Cal},5

MAT., *A.* [6], XXVIII, 105; 1893.

Combustion : +413,8.

Dissolution : $C^4H^6Az^4O^3$ + eau.............................. — 7,5

Neutralisation : $C^4H^6Az^4O^3$ diss. + KOH diss.
= sel K diss. + H^2O...................... + 5,2

DIURÉIDE PYRUVIQUE (*pyruvile* ou *méthylallantoïne*).


$C^5H^8Az^4O^3 = 172.$


$(C^3H^4O^3 + 2\,CH^4Az^2O - 2\,H^2O).$

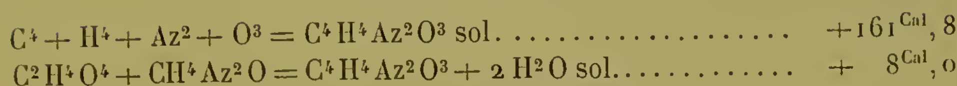
$C^5 + H^8 + Az^4 + O^3 = C^5H^8Az^4O^3$ sol......................... + 180^{Cal},6

Combustion : +566,9. MAT., *A.* [6], XXVIII, 109; 1893.

IMIDE MALONYLURÉIQUE (*Acide barbiturique*).


$C^4H^4Az^2O^3 = 128.$


$(C^3H^4O^4 + CH^4Az^2O - 2H^2O).$

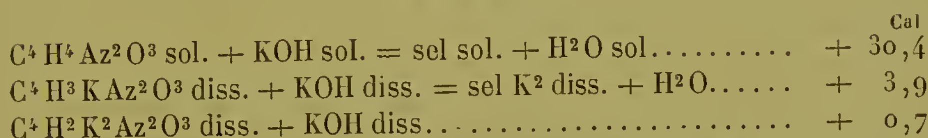

$C^4 + H^4 + Az^2 + O^3 = C^4H^4Az^2O^3$ sol. .... $+161^{Cal},8$
$C^3H^4O^4 + CH^4Az^2O = C^4H^4Az^2O^3 + 2H^2O$ sol. .... $+\ 8^{Cal},0$

Combustion : +353,4.

MAT., *A.* [6], XXVIII, 292; 1893.

Sel.

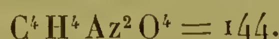

$C^4H^3KAz^2O^3.$



	Cal
$C^4H^4Az^2O^3$ sol. + KOH sol. = sel sol. + H^2O sol.	+ 30,4
$C^4H^3KAz^2O^3$ diss. + KOH diss. = sel K^2 diss. + H^2O	+ 3,9
$C^4H^2K^2Az^2O^3$ diss. + KOH diss.	+ 0,7

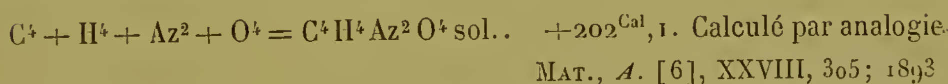
MAT., *A.* [6], XXVIII, 297; 1893.

IMIDE TARTRONURÉIQUE (*Acide dialuréique*).


$C^4H^4Az^2O^4 = 144.$


$(C^3H^4O^5 + CH^4Az^2O - 2H^2O).$

Pour mémoire.

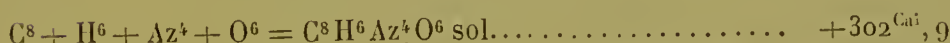

$C^4 + H^4 + Az^2 + O^4 = C^4H^4Az^2O^4$ sol. . $+202^{Cal},1$. Calculé par analogie.

MAT., *A.* [6], XXVIII, 305; 1893

ACIDE HYDURILIQUE.

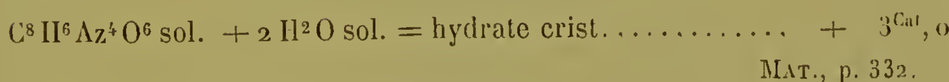

$C^8H^6Az^4O^6 = 254.$


(*Acide barbiturique* + *Acide dialurique* — H^2O.)

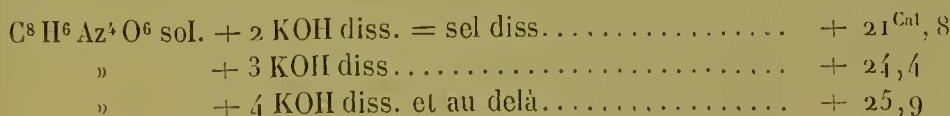

$C^8 + H^6 + Az^4 + O^6 = C^8H^6Az^4O^6$ sol. .... $+302^{Cal},9$

MAT., Mémoire cité, p. 328.

Combustion : +658,5.


$C^8H^6Az^4O^6$ sol. + $2H^2O$ sol. = hydrate crist. .... $+\ 3^{Cal},0$

MAT., p. 332.

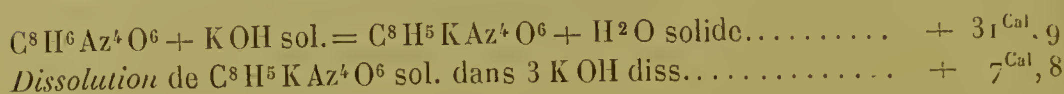


$C^8H^6Az^4O^6$ sol. + 2 KOH diss. = sel diss.	$+ 21^{Cal},8$
» + 3 KOH diss.	+ 24,4
» + 4 KOH diss. et au delà	+ 25,9

MAT.

Il résulte de ces nombres que ce composé possède trois fonctions acides inégales.

Les sels K et K^2 sont cristallisés.



$C^8H^6Az^4O^6 + KOH$ sol. $= C^8H^5KAz^4O^6 + H^2O$ solide .... $+ 31^{Cal},9$

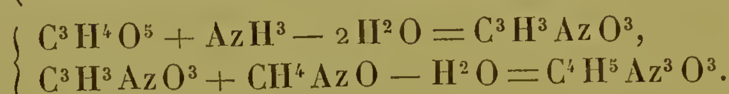
Dissolution de $C^8H^5KAz^4O^6$ sol. dans 3 KOH diss .... $+ 7^{Cal},8$

URÉIDE TARTRONIMIDIQUE (*Uramile*).



$$C^4H^5Az^3O^3 = 143.$$

(*Combinaison d'imide tartronique et d'urée.*)



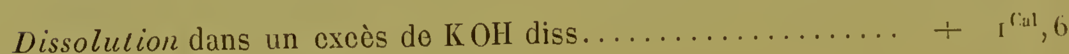
$$\left\{\begin{array}{l} C^3H^4O^5 + AzH^3 - 2H^2O = C^3H^3AzO^3, \\ C^3H^3AzO^3 + CH^4AzO - H^2O = C^4H^5Az^3O^3. \end{array}\right.$$



$C^4 + H^5 + Az^3 + O^3 = C^4H^5Az^3O^3$ sol .... $+170^{Cal},7$

Combustion : $+379$.

MAT., *A*. [6], XXVIII, 307; 1893.



Dissolution dans un excès de KOH diss .... $+ 1^{Cal},6$

ACIDE THIONURIQUE.



$$C^4H^5Az^3O^6S = 223.$$

Acide sulfamique dérivé de l'uramile.



$$C^4H^5Az^3O^3 + SO^4H^2 - H^2O.$$

Ce corps renferme en plus $1\frac{1}{2}H^2O$, dont on n'a pas tenu compte dans le calcul de sa chaleur de formation.



$C^4 + H^5 + Az^3 + O^6 + S = C^4H^5Az^3O^6S$ sol. $+296^{Cal},3$ diss. $+285^{Cal},6$

Calculé d'après la combustion du sel ammoniacal.

MAT., *A*. [6], XXVIII, 314; 1893.

		Cal
Dissolution :	$C^4H^5Az^3O^6S.1\frac{1}{2}H^2O$ + eau	− 10,7
{ Acide dissous	+ KOH diss. = sel dissous	+ 13,8
{ »	+ 2KOH diss. = sel dissous	+ 27,5
{ Acide dissous	+ NaOH diss. = sel dissous	+ 13,8
{ »	+ 2NaOH diss. = sel dissous	+ 27,6
{ Acide dissous	+ AzH^3 diss. = sel dissous	+ 12,7
{ »	+ $2AzH^3$ diss. = sel dissous	+ 25,1
Dissolution :	$C^4H^3K^2Az^3O^6S.H^2O$ + eau	16,6
»	$C^4H^3Na^2Az^3O^6S$ + eau	− 6,4
»	$C^4H^4AmAz^3O^6S$ + eau	− 11,2
»	$C^4H^3Am^2Az^3O^6S.H^2O$ (diss. dans l'ac. thionurique).	− 14,2

IMIDE MÉSOXALURÉIQUE. (*Alloxane.*)


$$C^4H^4Az^2O^5 = 160.$$


$$C^3H^2O^6 + CH^4Az^2O - 2H^2O.$$


$C^4 + H^4 + Az^2 + O^5 = C^4H^4Az^2O^5$ crist. . $+238^{Cal},0$ diss. . . $+234^{Cal},5$

Combustion : +276,5.

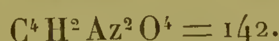

Dissolution : $C^4H^4Az^2O^5$ + eau . . . . $-\ 4^{Cal},2$
$C^4H^4Az^2O^5.3H^2O$ + eau . . . . $-\ 9^{Cal},0$

D'où :


$C^4H^4Az^2O^5 + 3H^2O$ sol . . . . $+\ 0^{Cal},3$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 300; 1893.

NITRILE MÉSOXALURÉIQUE. (*Alloxane anhydre.*)


$$C^4H^2Az^2O^4 = 142.$$


$C^4 + H^2 + Az^2 + O^4 = C^4H^2Az^2O^4$ sol . . . . $+161^{Cal},5$

Combustion : +284,8.
Réaction mesurée :


Dissolution : $C^4H^2Az^2O^4$ + eau . . . . $+\ 4^{Cal},1$

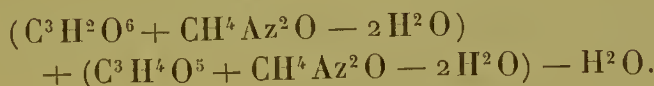
D'où

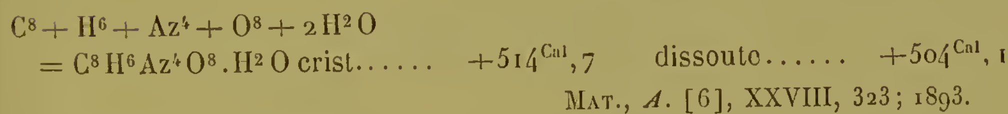

$C^4H^2Az^2O^4 + H^2O$ liq . . . . $+\ 8^{Cal},3$
$C^4H^2Az^2O^4 + H^2O$ crist . . . . $+\ 7^{Cal},0$

ALLOXANTINE.

(*Combinaison de nitrile mésoxaluréique et de nitrile tartronuréique*).

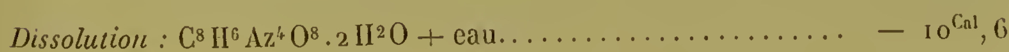

$$C^8H^6Az^4O^8.2H^2O = 322.$$


$$(C^3H^2O^6 + CH^4Az^2O - 2H^2O)$$
$$+ (C^3H^4O^5 + CH^4Az^2O - 2H^2O) - H^2O.$$


$C^8 + H^6 + Az^4 + O^8 + 2H^2O$
$= C^8H^6Az^4O^8.H^2O$ crist. . . . . . $+514^{Cal},7$ dissoute . . . . . . $+504^{Cal},1$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 323; 1893.

Combustion : +584,7.


Dissolution : $C^8H^6Az^4O^8.2H^2O$ + eau . . . . $-\ 10^{Cal},6$

MUREXIDE. (*Sel de l'acide amidé de l'alloxantine.*)


$C^8H^8Az^6O^6$ ou $C^8H^5Az^3O^6.AzH^3 = 284$.

MAT., *A.* [6], XXVIII, 346; 1893.

Formation par les éléments : $+293^{Cal},7$.
Combustion : $+736,7$.

ACIDE URIQUE. (*Nitrile diuréique de l'acide trioxyacrylique ?*)


$C^5H^4Az^4O^3 = 168$.


$C^3H^4O^5 + 2CH^4Az^2O - 4H^2O$.


$C^5 + H^4 + Az^4 + O^3 = C^5H^4Az^3O^3$ .... $+148^{Cal},1$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 350; 1893.

Combustion : $+461,4$.

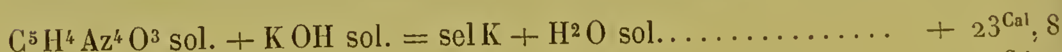
La transformation de l'acide floconneux précipité en acide cristallisé absorbe $-0,8$; ce qui semblerait indiquer que le premier est constitué par un hydrate dissociable.

URATES.

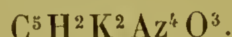
Sels K.


$C^5H^3KAz^4O^3$.

Formation par les éléments : $+207^{Cal}$; dissous, $+198^{Cal},6$.

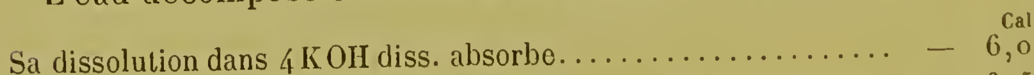

$C^5H^4Az^4O^3$ sol. + KOH sol. = sel K + H^2O sol. .... $+ 23^{Cal},8$

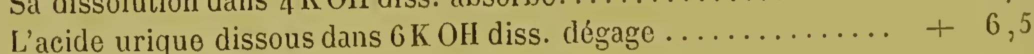

Dissolution : $C^5H^3KAz^4O^3$ + eau .... $- 8^{Cal},4$


$C^5H^2K^2Az^4O^3$.

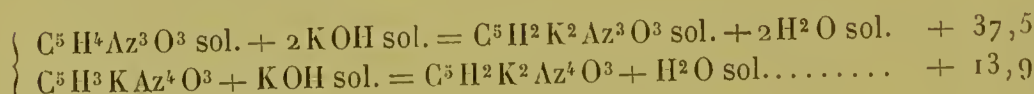
Formation par les éléments : $+256^{Cal},2$.

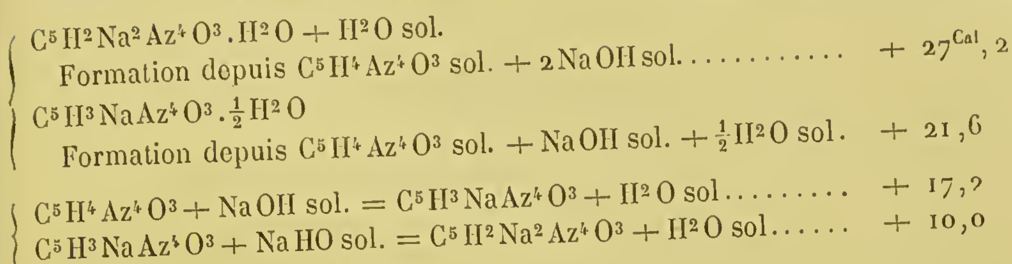
L'eau décompose ce sel en KOH dissoute + sel acide.


Sa dissolution dans 4 KOH diss. absorbe .... $- 6^{Cal},0$

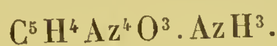

L'acide urique dissous dans 6 KOH diss. dégage .... $+ 6,5$

Formation des sels solides :


$C^5H^4Az^3O^3$ sol. + 2 KOH sol. = $C^5H^2K^2Az^3O^3$ sol. + $2H^2O$ sol. $+ 37,5$
$C^5H^3KAz^4O^3$ + KOH sol. = $C^5H^2K^2Az^4O^3$ + H^2O sol. .... $+ 13,9$

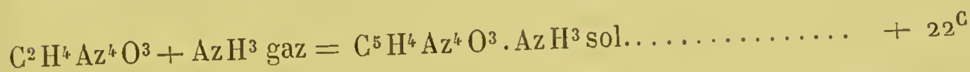


$C^5H^2Na^2Az^4O^3.H^2O + H^2O$ sol. Formation depuis $C^5H^4Az^4O^3$ sol. $+ 2NaOH$ sol.	$+ 27^{Cal},2$
$C^5H^3NaAz^4O^3.\frac{1}{2}H^2O$ Formation depuis $C^5H^4Az^4O^3$ sol. $+ NaOH$ sol. $+ \frac{1}{2}H^2O$ sol.	$+ 21,6$
$C^5H^4Az^4O^3 + NaOH$ sol. $= C^5H^3NaAz^4O^3 + H^2O$ sol.	$+ 17,?$
$C^5H^3NaAz^4O^3 + NaHO$ sol. $= C^5H^2Na^2Az^4O^3 + H^2O$ sol.	$+ 10,0$



$C^5H^4Az^4O^3.AzH^3$.

Formation par les éléments : $+183^{Cal}$.
Combustion : $+530$.



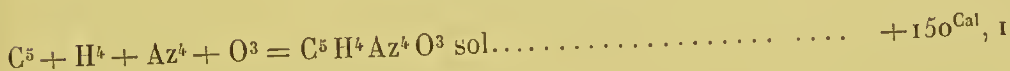
$C^2H^4Az^4O^3 + AzH^3$ gaz $= C^5H^4Az^4O^3.AzH^3$ sol. .... $+ 22^C$

Les urates monobasiques doivent être regardés comme les sels normaux. MAT.

ACIDE ISOURIQUE (*Cyanuramile*).



$C^5H^4Az^4O^3 = 168$.



$C^5 + H^4 + Az^4 + O^3 = C^5H^4Az^4O^3$ sol. .... $+150^{Cal},1$

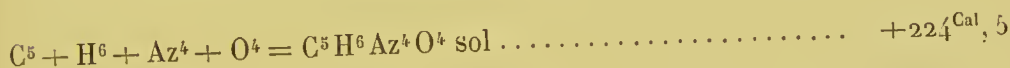
Combustion : $+459,4$. MAT., *A.* [6], XXVIII, 376; 1893.

ACIDE PSEUDOURIQUE. (*Acide uramido-barbiturique.*)



$C^5H^6Az^4O^4 = 186$.

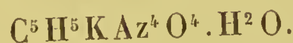
C'est l'hydrate du précédent.



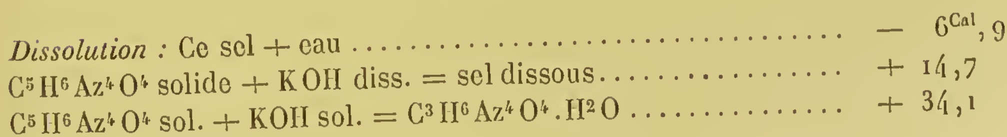
$C^5 + H^6 + Az^4 + O^4 = C^5H^6Az^4O^4$ sol. .... $+224^{Cal},5$

Combustion : $+454$. MAT., *A.* [6], XXVIII, 373; 1893.

Sel K.



$C^5H^5KAz^4O^4.H^2O$.



Dissolution : Ce sel + eau	$- 6^{Cal},9$
$C^5H^6Az^4O^4$ solide $+ KOH$ diss. = sel dissous	$+ 14,7$
$C^5H^6Az^4O^4$ sol. $+ KOH$ sol. $= C^5H^6Az^4O^4.H^2O$	$+ 34,1$

XANTHINE.


$C^5H^4Az^4O^2 = 152$.

(*Nitrile diuréique de l'acide dioxyacrylique.*)


$C^3H^4O^4 + 2CH^4Az^2O - 4H^2O$?


$C^5 + H^4 + Az^4 + O^2 = C^5H^4Az^2O^2$........ $+91^{Cal},0$ (Calculé par analogie).

GUANINE.


$C^5H^5Az^5O = 151$.

Amide de la xanthine.


$C^5H^4Az^4O^2 + AzH^3 - H^2O$.


$C^5 + H^5 + Az^5 + O = C^5H^5Az^5O$ sol.......................... $+57^{Cal},4$

Combustion : +586,6.

St., *J. pr. Ch.*, XLIV, 390; 1891.

THÉOBROMINE.

(*Diméthylxanthine*).


$C^7H^8Az^4O^2 = 180$... crist.


$C^7 + H^8 + Az^4 + O^2 = C^7H^8Az^4O^2$ crist....................... $+90^{Cal},1$

Combustion : +846.

Mat., *A.* [6], XXVIII, 380; 1893.

CAFÉINE.

Méthylthéobromine ou *triméthylxanthine.*


$C^8H^{10}Az^4O^2 = 194$.


$C^8 + H^{10} + Az^4 + O^2 = C^8H^{10}Az^4O^2$ crist.. $+83^{Cal},4$ diss.. $+80^{Cal},7$

Combustion : +1016,0.


Dissolution : $C^8H^{10}Az^4O^2$ + eau............................. − 2,74

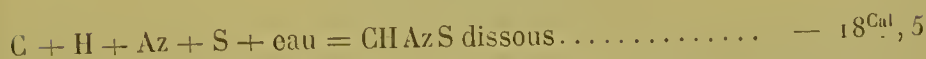
Mat., *A.* [6], XXVIII, 380; 1893.

Dans KOH dissoute, même chaleur : ce qui montre qu'il ne se forme pas de composé stable.


Hydrate : $C^8H^{10}Az^4O^2.H^2O$ + eau .... $-4^{Cal},46$
$C^8H^{10}Az^4O^2 + H^2O$ sol.................................. $+0^{Cal},4$

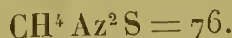
ACIDE CARBIMIQUE SULFURÉ. (*Acide sulfocyanique.*)

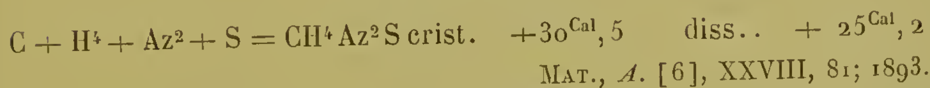

$CHAzS = 59.$


$C + H + Az + S +$ eau $= CHAzS$ dissous .... $-18^{Cal},5$

Pour cet acide et ses sels, *voir* p. 174, 651 et *Métaux*.

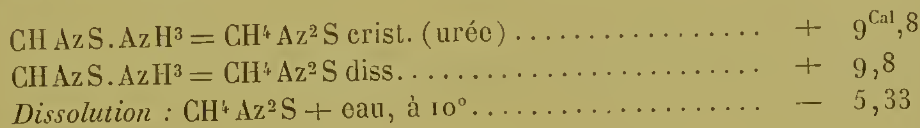
URÉE SULFURÉE.


$CH^4Az^2S = 76.$

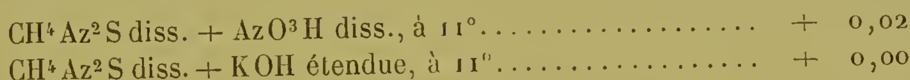

$C + H^4 + Az^2 + S = CH^4Az^2S$ crist. $+30^{Cal},5$ diss.. $+25^{Cal},2$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 81; 1893.

D'après la chaleur de combustion : $+342,8$ (avec formation de SO^4H^2 étendu).

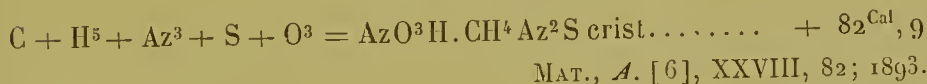

$CHAzS.AzH^3 = CH^4Az^2S$ crist. (urée) .... $+9^{Cal},8$
$CHAzS.AzH^3 = CH^4Az^2S$ diss. .... $+9,8$
Dissolution : $CH^4Az^2S +$ eau, à 10° .... $-5,33$

Neutralisation :


CH^4Az^2S diss. $+ AzO^3H$ diss., à 11° .... $+0,02$
CH^4Az^2S diss. $+ KOH$ étendue, à 11° .... $+0,00$

AZOTATE D'URÉE SULFURÉE.


$AzO^3H.CH^4Az^2S = 139.$


$C + H^5 + Az^3 + S + O^3 = AzO^3H.CH^4Az^2S$ crist. .... $+82^{Cal},9$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 82; 1893.

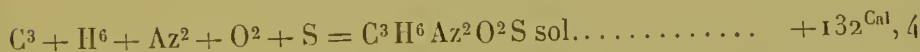
Neutralisation :


$CH^4Az^2S + AzO^3H$ sol., dégage .... $+9^{Cal},8$
» liq., dégage .... $+10^{Cal},4$

ACIDE GLYCOLURÉIQUE SULFURÉ. (*Acide hydantoïque sulfuré.*)


$C^3H^6Az^2O^2S = 134.$


$(C^2H^4O^3 + CH^4Az^2S - H^2O).$


$C^3 + H^6 + Az^2 + O^2 + S = C^3H^6Az^2O^2S$ sol. .... $+132^{Cal},4$

Combustion : $+498,5$ (avec formation de SO^4H^2 étendu).

MAT., *A.* [6], XXVIII, 388; 1893.

IMIDE GLYCOLURÉIQUE SULFURÉ. (*Hydantoïne sulfurée.*)


$C^3H^4Az^2OS = 116.$

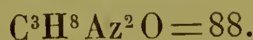

$C^3 + H^4 + Az^2 + O + S = C^3H^4Az^2OS$ sol. $+ 58^{Cal},9$

Combustion : +503,0.

MAT., même Mémoire, 387.

Éthers de l'urée.

DIMÉTHYLURÉE.


$C^3H^8Az^2O = 88.$


$C^3 + H^8 + Az^2 + O = C^3H^8Az^2O$ diss. . . . . $+ 75^{Cal},6$

Combustion : diméthylurée dissoute, +489,3.

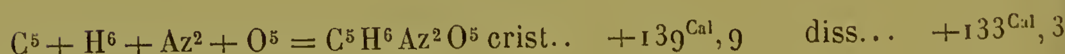
MAT., *A.* [6], XXVIII, 125; 1893.

Réaction mesurée : Action de la potasse sur le composé suivant.

ACIDE DIMÉTHYLPARABANIQUE.

(*Cholestrophane, dérivé de la diméthylurée.*)


$C^5H^6Az^2O^5 = 142.$


$C^5 + H^6 + Az^2 + O^5 = C^5H^6Az^2O^5$ crist. . $+139^{Cal},9$ diss. . . $+133^{Cal},3$

Combustion : +538,6.


Dissolution : $C^5H^6Az^2O^5$ + eau. . . . . $- 4,65$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 123; 1893.

TÉTRAMÉTHYLALLOXANTINE. (*Acide amalique.*)

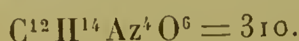

$C^{10}H^8Az^4O^8 = 312.$

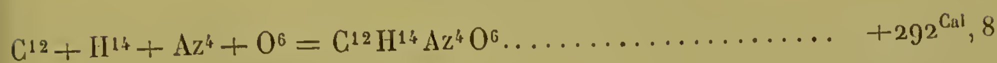

$C^{10} + H^8 + Az^4 + O^8 = C^{10}H^8Az^4O^8$ crist. . . . . $+374^{Cal},0$

Combustion : +1240,6.

MAT., Mémoire cité, p. 327.

ACIDE TÉTRAMÉTHYLHYDURILIQUE. (*Acide désoxyamalique.*)

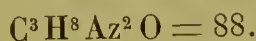

$C^{12}H^{14}Az^4O^6 = 310.$


$C^{12} + H^{14} + Az^4 + O^6 = C^{12}H^{14}Az^4O^6$ .... $+292^{Cal},8$

Combustion : $+1321,8$.

MAT., *A.* [6], XXVIII, 341; 1893.

ÉTHYLURÉE.


$C^3H^8Az^2O = 88.$

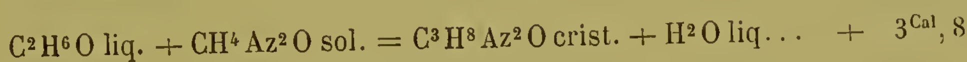

$C^3 + H^8 + Az^2 + O = C^3H^8Az^2O$ crist.... $+86^{Cal},7$ diss.. $+84^{Cal},4$

Combustion : $+472,2$.

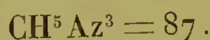

Dissolution : $C^3H^8Az^2O$ + eau, à 14° .... $-2^{Cal},30$

MAT., *A.* [6], XXVIII, 79; 1893.

Neutralisation :


C^2H^6O liq. + CH^4Az^2O sol. = $C^3H^8Az^2O$ crist. + H^2O liq... $+3^{Cal},8$

GUANIDINE.


$CH^5Az^3 = 87.$


$CH^2O^3 + 3AzH^3 - 3H^2O$, ou $CH^4Az^2O + AzH^3 - H^2O$.

Base puissante.

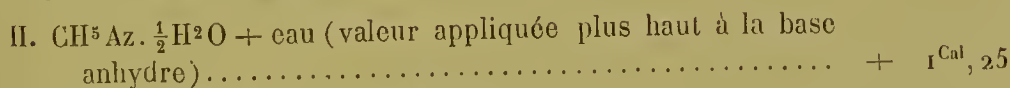

$C + H^5 + Az^3 = CH^5Az$ crist....... $+19^{Cal},2$ dissoute.... $+20^{Cal},4$

Combustion : $+247,6$.

MAT., *A.* [6], XXVIII, 85; 1893.

Réactions mesurées :

I. Combustion de l'azotate.


II. $CH^5Az.\frac{1}{2}H^2O$ + eau (valeur appliquée plus haut à la base anhydre) .... $+1^{Cal},25$

III. Neutralisation par AzO^3H étendu.

IV. Dissolution de l'azotate.

AZOTATE DE GUANIDINE.


$CH^5Az^3 . AzO^3H = 150.$


$C + H^6 + Az^4O^3 = CH^5Az^3 . AzO^3H$ crist... $+93^{Cal},5$ diss.. $+83^{Cal},4$

Combustion : $+207,8$.

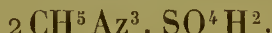

Dissolution : $CH^5Az^3 . AzO^3H$ + eau .... $-10^{Cal},15$


Neutralisation : CH^5Az^3 diss. + AzO^3H diss .... $+14,12$

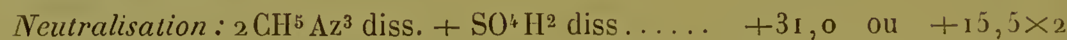

» + $2^e AzO^3H$ étendu .... $-0,0$


AzO^3H sol. + CH^5Az^3 sol. = $CH^3Az^3 . AzO^3H$ sol .... $+32,10$

SULFATE.


$2CH^5Az^3 . SO^4H^2.$


Dissolution du sel .... $-6,75$


Neutralisation : $2CH^5Az^3$ diss. + SO^4H^2 diss ...... $+31,0$ ou $+15,5 \times 2$

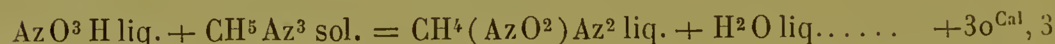
MAT., *A*. [6], XXVIII, 86; 1893.

GUANIDINE NITRÉE.

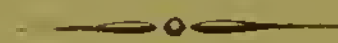

$CH^4Az^4O^2 = 132.$


$C + H^4 + Az^4 + O^2 = CH^4Az^4O^2$ sol .... $+22^{Cal},0$

Combustion : $+210,3$.


AzO^3H liq. + CH^5Az^3 sol. = $CH^4(AzO^2)Az^2$ liq. + H^2O liq ...... $+30^{Cal},3$

MAT., *A*. [6], XXVIII, 510; 1893.



CHAPITRE II.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

Dérivés alcalins de l'acide glycollique ou oxyacétique.

GLYCOLLAMINE.

(*Glycocolle, acide amidoacétique* ou *oxyacétamique.*)

$C^2H^5AzO^2 = 75$... alcali-acide.

$C^2H^4O^3 + AzH^3 - H^2O$. (Substitution amidée dans la fonction alcoolique.)

$C^2 + H^5 + Az + O^2 = C^2H^5AzO^2$ crist... $+126^{Cal},2$ diss.. $+122^{Cal},5$

Combustion : $+234,9$. B. et AN., *A.* [6], XXII, 8; 1891.

Dissolution : $C^2H^5AzO^2$ + eau.............................. $-\ 3^{Cal},58$

LOUG.

$C^2H^5AzO^2$ diss. + HCl diss................................ $+\ 1^{Cal},0$

» + NaOH diss............................... $+\ 3,0$

LOUG., *A.* [5], XVII, 254; 1879.

ACIDE HIPPURIQUE.

(*Amide de l'acide benzoïque et de la glycollamine.*)

$C^9H^9AzO^3 = 179$.

$C^7H^6O^2 + C^2H^5AzO^2 - H^2O$

$= C^9 + H^9 + Az + O^3 + C^9H^9AzO^3$ crist.................. $+136^{Cal},3$

Combustion : $+1012,9$. B. et AN. *A.*, [6], XXII, 14; 1891.

Neutralisation :

$C^9H^9AzO^3$ diss. + NaOH étendue.............................. $+\ 13^{Cal},8$

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 303; 1892

GLYCOLMÉTHYLAMINE (*sarcosine*).



$C^3H^7AzO^2 = 89.$

$C^2H^4O^3 + CH^5Az - H^2O$. (Substitution amidée dans la fonction alcoolique.



$C^3 + H^7 + Az + O^2 = C^3H^7AzO^2$ crist........ $+123^{Cal},2$

Combustion : $+401,2$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIV, 389; 1891.

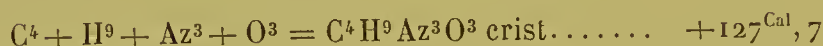
URÉIDE GLYCOLMÉTHYLAMINÉ (*créatine*).



$C^4H^9Az^3O^2 = 131.$



$CH^4Az^2O + C^3H^7AzO^2 - H^2O.$



$C^4 + H^9 + Az^3 + O^3 = C^4H^9Az^3O^3$ crist....... $+127^{Cal},7$

Combustion :

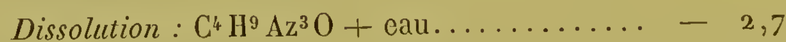


$C^4H^9Az^3O^2$............................... $+560^{Cal},0$

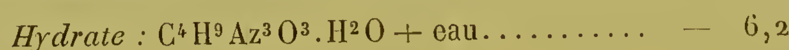
St., *J. pr. Ch.*, XLIV, 390; 1891.



$C^4H^9Az^3O^2.H^2O$.......................... $+553^{Cal},8$



Dissolution : $C^4H^9Az^3O$ + eau.............. $-\ 2,7$



Hydrate : $C^4H^9Az^3O^3.H^2O$ + eau........... $-\ 6,2$

ACIDE DIGLYCOLAMIDIQUE.

(*Amide glycollique de la glycollamine.*)



$C^4H^7AzO^4 = 133.$



$C^4 + H^7 + Az + O^4 = C^4H^7AzO^4$ crist........ $+222^{Cal},4$

Combustion : $+396,3$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIX, 484; 1893.

NITRILE DIGLYCOLAMIDIQUE.



$C^4H^5Az^3.$



$C^4 + H^5 + Az^3 = C^4H^5Az^3$.................. $-\ 41^{Cal},2$

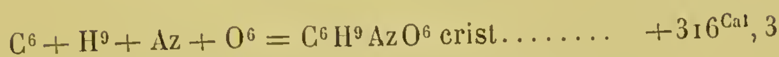
Combustion : $+590,8$.

St. *J. pr. Ch.*, XLIX, 498; 1893.

ACIDE TRIGLYCOLAMIDIQUE.

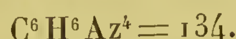
(*Amide diglycollique de la glycollamine.*)


$C^6H^9AzO^6 = 191$.


$C^6 + H^9 + Az + O^6 = C^6H^9AzO^6$ crist. .... $+316^{Cal},3$

Combustion : +560,0.

NITRILE TRIGLYCOLAMIDIQUE.


$C^6H^6Az^4 = 134$.


$C^6 + H^6 + Az^4 = C^6H^6Az^4$.................. $-73^{Cal},4$

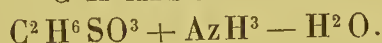
Combustion : +846,2.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 498; 1893.

Voir les dérivés glycoluréiques, p. 656.
« les dérivés glyoxyliques, p. 656.

TAURINE. (*Amide de l'acide iséthionique.*)

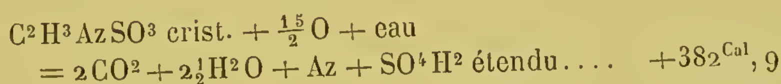

$C^2H^7AzSO^3 = 125$.


$C^2H^6SO^3 + AzH^3 - H^2O$.


$C^2 + H^7 + Az + S^2 + O^3 = C^2H^7AzSO^3$ crist... $+188^{Cal},5$

B., *A.* [6], XXVIII, 173; 1893.
B., et MAT., *A.* [6], XXII, 181; 1891.

Combustion :


$C^2H^3AzSO^3$ crist. $+ \frac{15}{2}O$ + eau
$= 2CO^2 + 2\frac{1}{2}H^2O + Az + SO^4H^2$ étendu.... $+382^{Cal},9$

CHAPITRE III.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

Dérivés des acides oxypropioniques (lactiques).

ALANINE.



$C^3H^7AzO^2 = 89.$



$C^3 + H^7 + Az + O^2 = C^3H^4AzO^2$ crist .... $+136^{Cal},1$

Combustion : $+389,2$.

B. et AN., *A.* [6], XXII, 8; 1891.



$C^3H^7AzO^2$ diss. + NaOH diss .... $+\ \ 2,47$



» + HCl diss .... $+\ \ 0,9$

LOUG., *A.* [5], XVII, 255; 1879.

Voir les dérivés de l'urée, pyruviques, maloniques, tartroniques, mésoxaliques, trioxyacryliques, p. 657-660.

CHAPITRE IV.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES MIXTES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ASPARTIQUE.



$C^4H^7AzO^4 = 133$.

$C^4 + H^7 + Az + O^4 = C^4H^7AzO^4$ crist... $+231^{Cal},9$ diss.. $+224^{Cal},7$

Combustion : +386,8.

B. et AN., *A.* [6], XXII, 12 ; 1891.

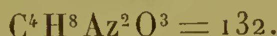
Dissolution : $C^4H^7AzO^4$ + eau, à 16°........................ — $7^{Cal},25$

Neutralisation :

		Cal		Cal
$C^4H^7AzO^4$ diss. + NaOH diss ...		+3,0	Dissol. concentrée.	+ 3,9
»	2e NaOH diss .	+3,5		
»	2 NaOH diss..	+6,5		
»	3e NaOH diss .	0,0		

B., *A.* [6], XXIII, 564 ; 1891.

ASPARAGINE.



$C^4H^8Az^2O^3 = 132$.

$C^4 + H^8 + Az^2 + O^3 = C^4H^8Az^2O^3$ crist....... $+205^{Cal},1$ ou $+190^{Cal},0$

Combustion : +448,1.

» +463,2.

B. et AND., *A.* [6], XXII, 10 ; 1891.

ST.

CHAPITRE V.

AMIDES ET AMINES DÉRIVÉS DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE VI.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Dérivés des acides oxyhexyliques.

LEUCINE.



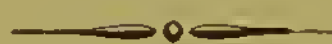
$C^6H^{13}AzO^2 = 131.$



$C^6 + H^{13} + Az + O^2 = C^6H^{13}AzO^2$ crist .... $+158^{Cal},4$

Combustion : $+855,9$.

B. et AN., *A.* [6], XXII, 9; 1891.



CHAPITRE VII.

AMIDES ET AMINES DÉRIVÉS DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Dérivés des acides oxybenzoïques.

OXYBENZAMINES (*Acides amidobenzoïques*).

$C^7H^7AzO^2$.



Fonction acide-alcool.

Dissolution :

	Cal
$C^7H^7AzO^2$ (ortho) + eau	— 4,34
» (para)	— 5,39
» (méta)	— 4,16

LOUG., *A.* [5], XVII, 260; 1889. — AL. et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 725; 1889.

Neutralisation :

$C^7H^7AzO^2$ (méta) dissous + NaOH diss.	+ 9,3
$C^7H^7AzO^2$ (ortho) diss. + NaOH diss.	+ 10,5
$C^7H^7AzO^2$ (para) diss. + NaOH diss.	+ 12,1

Dissolution des sels :

$C^7H^6NaAzO^2$ (méta) + eau	+ 1,4
$C^7H^6NaAzO^2$ (ortho) + eau	+ 0,35
$C^7H^6NaAzO^2$ (para) + eau	+ 1,9

Combinaisons acides :

$C^7H^7AzO^2$ (méta) dissous + HCl dissous	+ 2,75
$C^7H^7AzO^2.HCl$ + eau	— 7,0

LOUG.

CHAPITRE VIII.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION MIXTE RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE IX.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION MIXTE RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

TYROSINE.



$$C^9H^{11}AzO^3 = 181.$$

Amine de l'acide hydrocoumarique (*para*).



$$C^9H^{10}O + AzH^3 - H^2O,$$

Substitution amidée dans la fonction alcoolique.



$$C^9 + H^{11} + Az + O^3 = C^9H^{11}AzO^3 \ldots\ldots\ldots\ldots \quad +157^{Cal}$$

Combustion : +1071,2.

B. et An., *A.* [6], XXII, 14 : 1891.



QUATRIÈME SOUS-DIVISION.

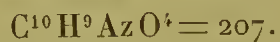
COMPOSÉS AZOIQUES.

CHAPITRE I.

DÉRIVÉS DE L'HYDROXYLAMINE AzH^3O.

Non étudiés jusqu'ici, sauf le suivant :

OPIANOXIME (*anhydride*).



$C^{10}H^9AzO^4 = 207.$



$C^{10} + H^9 + Az + O^4 = C^{10}H^9AzO^4$ crist....... $+101^{Cal},3$

Combustion : +1152,2.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

CHAPITRE II.

DÉRIVÉS DE L'HYDRAZINE AzH OU $AzH.H^2O$ (*voir* p. 70).

PHÉNYLHYDRAZINE.



$C^6H^8Az^2$ ou $C^6H^5Az.AzH^3 = 108$.

$C^6 + H^8 + Az^2$
$= C^6H^8Az^2$.... $+36^{Cal}$ liquide... $+38^{Cal},6$ solide... $+36^{Cal},5$

PETIT, *A.* [6], XVIII, 168; 1889.

Combustion : +805,8.
Chaleur de fusion : 2,65.

B., *A.* [7], IV, 126; 1895.

	Cal
Dissolution : $C^6H^8Az^2$ liq. + eau, à 21°........................	+ 0,51
Hydrate : $2C^6H^8Az^2.H^2O$ crist. + eau........................	— 7,40
Chaleur de fusion de l'hydrate..............................	8,04
$2C^6H^8Az^2$ liq. + H^2O liq. = $2C^6H^8Az^2.H^2O$ crist...............	+ 8,41
$2C^6H^8Az^2$ crist. + H^2O crist. = $2C^6H^8Az^2.H^2O$ crist...........	+ 1,55

B. *A.* [7], IV, 126; 1895.

Neutralisation : $C^6H^8Az^2$ dissoute + HCl diss., à 15°...........	+ 8,2
» + $\frac{1}{2}SO^4H^2$ dissous, à 21°......	+ 9,40
» + SO^4H^2 dissous, à 21°.......	+ 8,8
» + $C^2H^4O^2$ diss., à 22°........	+ 5,1
» + $2C^2H^4O^2$ diss.............	+ 6,4

B.

Un excès de base dissoute, mise en présence de l'acétate neutre, dégage un peu de chaleur.

$C^6H^8Az^2$ dissoute + $\frac{1}{2}CO^2$ dissous............................	+ $2^{Cal},4$
» + CO^2 dissous............................	+ 3,1

Ce sel est dissocié graduellement par l'eau.

B., *A.* [7], IV, 129; 1895.

$C^6H^8Az^2.HCl$ (dissolution)................................ — 5,96

PETIT, *A.* [6], XVIII, 169; 1889.

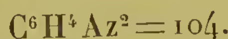
CHAPITRE III.

DÉRIVÉS MIXTES, C'EST-A-DIRE DÉRIVÉS DE DEUX COMPOSÉS AZOTÉS ASSOCIÉS DANS UNE SEULE MOLÉCULE.

Première section.

DÉRIVÉS DE L'ACIDE AZOTEUX ET DE L'AMMONIAQUE.

DIAZOBENZOL.



$C^6H^4Az^2 = 104.$



$C^6H^6 + AzO^2H + AzH^3 - 2H^2O.$

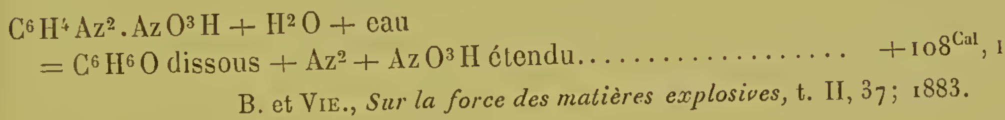
AZOTATE DE DIAZOBENZOL.



$C^6H^4Az^2.AzO^3H = 167.$

	Cal
$C^6 + H^5 + Az^3 + O^3 = C^6H^4Az^2.AzO^3H$ crist.	$-\ 45{,}6$
$C^6 + H^4 + Az^2 + AzO^3H$ liquide	$-\ 89{,}0$
» $+ AzO^3H$ gaz	$-\ 81{,}8$

Combustion : $+782{,}9$.



$C^6H^4Az^2.AzO^3H + H^2O +$ eau
$= C^6H^6O$ dissous $+ Az^2 + AzO^3H$ étendu .... $+108^{Cal},1$

B. et VIE., *Sur la force des matières explosives*, t. II, 37; 1883.

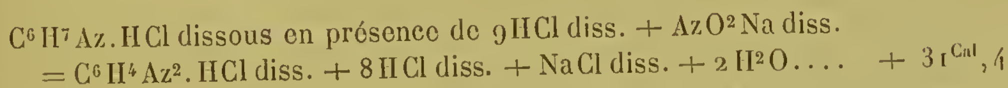
CHLORHYDRATE DE DIAZOBENZOL.



$C^6H^4Az^2.HCl = 140{,}5.$

$C^6 + H^5 + Az^2 + Cl +$ eau $= C^6H^4Az^2.HCl$ diss.	$-\ 45^{Cal},4$
$C^6 + H^4 + Az^2 + HCl$ diss. $= C^6H^4Az^2HCl$ diss.	$-\ 84^{Cal},8$

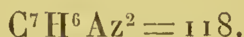
Réaction mesurée :



$C^6H^7Az.HCl$ dissous en présence de $9HCl$ diss. $+ AzO^2Na$ diss.
$= C^6H^4Az^2.HCl$ diss. $+ 8HCl$ diss. $+ NaCl$ diss. $+ 2H^2O$.... $+\ 31^{Cal},4$

VIGNON, *C. R.*, CVI, 1162; 1888.

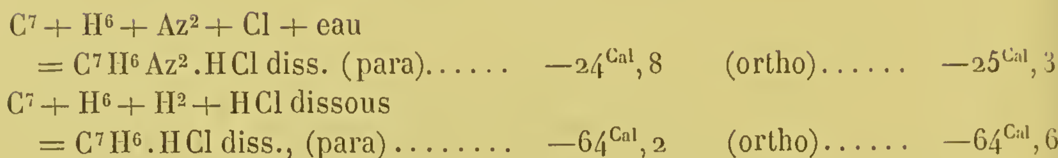
DIAZOTOLUOL.


$C^7H^6Az^2 = 118.$


$C^7H^8 + AzO^2H + AzH^3 - 2H^2O.$

CHLORHYDRATE.


$C^7H^6Az^2.HCl = 154,5.$


$C^7 + H^6 + Az^2 + Cl +$ eau
$= C^7H^6Az^2.HCl$ diss. (para)...... $-24^{Cal},8$ (ortho)...... $-25^{Cal},3$
$C^7 + H^6 + H^2 + HCl$ dissous
$= C^7H^6.HCl$ diss., (para)........ $-64^{Cal},2$ (ortho)...... $-64^{Cal},6$

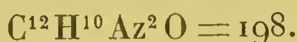
Réaction mesurée (similaire à la précédente) : para +33,1 ; ortho +33,6.

VIGNON.

Les chiffres relatifs au composé ortho sont calculés en admettant, pour le chlorhydrate d'orthotoluidine dissous, les mêmes valeurs que pour le chlorhydrate du composé para.

Deuxième section. — DEUX MOLÉCULES ORGANIQUES IDENTIQUES ASSOCIÉES A DEUX COMPOSÉS AZOTÉS DIFFÉRENTS ET COMBINÉES ENTRE ELLES.

AZOXYBENZOL.


$C^{12}H^{10}Az^2O = 198.$


$C^{12} + H^{10} + Az^2 + O = C^{12}H^{10}Az^2O$ crist. $-53^{Cal},5$ liquide.. $-57^{Cal},8$

Combustion : +1530,1.

PETIT, *A.* [6], XVIII, 161 ; 1889.

Température de fusion : +66°.
Chaleur de fusion : 4,3 (Bruner).

AZOBENZOL.


$C^{12}H^{10}Az^2 = 182.$

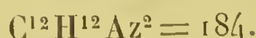

$C^{12} + H^{10} + Az^2 = C^{12}H^{10}Az^2$ sol..... $-79^{Cal},2$ liquide..... $-84^{Cal},3$

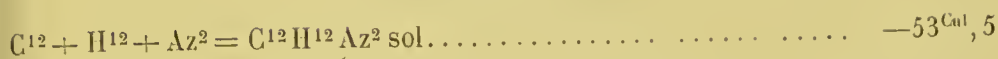
Combustion : +1555,8.

PETIT, *A.* [6], XVIII, 162 ; 1889.

Température de fusion : +69°.
Chaleur de fusion : 5,1 (Bruner).

HYDRAZOBENZOL.


$C^{12}H^{12}Az^{2} = 184.$

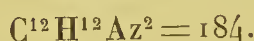

$C^{12} + H^{12} + Az^{2} = C^{12}H^{12}Az^{2}$ sol .... $-53^{Cal},5$

Combustion : $+1599,1$. Petit, *A.* [6], XVIII, 163; 1889.

L'hydrazobenzol solide + HCl diss. en excès se change en sel de diamidodiphényle dissous, en dégageant par molécule : $+46^{Cal},9$.

Diamidodiphényles (Alcalis).

BENZIDINE.

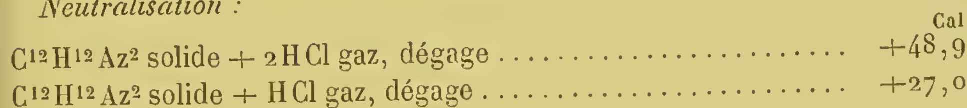

$C^{12}H^{12}Az^{2} = 184.$


$C^{12} + H^{12} + Az^{2} = C^{12}H^{12}Az^{2}$ cristallisée .... $-14^{Cal},6$

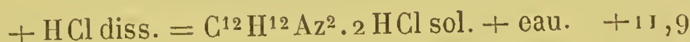
L'hydrazobenzol changé en benzidine dégage $+38^{Cal},9$.

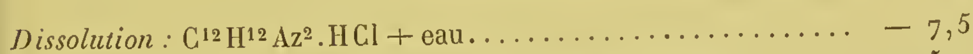
Combustion : $+1560,9$. Petit, *A.* [6], XVIII, 170; 1889.

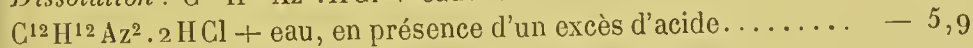
Neutralisation :


	Cal
$C^{12}H^{12}Az^{2}$ solide + 2HCl gaz, dégage	$+48,9$
$C^{12}H^{12}Az^{2}$ solide + HCl gaz, dégage	$+27,0$

D'où :


+ HCl diss. = $C^{12}H^{12}Az^{2}.2HCl$ sol. + eau. $+11,9$


Dissolution : $C^{12}H^{12}Az^{2}.HCl$ + eau .... $-7,5$


$C^{12}H^{12}Az^{2}.2HCl$ + eau, en présence d'un excès d'acide .... $-5,9$

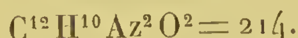
DIPHÉNYLINE.


$C^{12}H^{12}Az^{2} = 184.$


$C^{12} + H^{12} + Az^{2} = C^{12}H^{12}Az^{2}$ cristallisée .... $-17^{Cal},1$

Combustion : $+1562,7$. Petit, *A.* [6], XVIII, 172; 1889.

AZOPHÉNOLS.


$C^{12}H^{10}Az^{2}O^{2} = 214.$

Alexeyeff et Werner, *B. S. Ch.*, [3], II, 719; 1889.

Neutralisation : $C^{12}H^{10}Az^{2}O^{2}$ (ortho) crist.


+ 2NaOH dissoute... $+4^{Cal},2$ ou $+2^{Cal},1 \times 2$

Neutralisation : $C^{12}H^{10}Az^2O^2$ (para) crist.
+ 2NaOH dissoute ... $+7^{Cal},1$ ou $+3^{Cal},5\times 2$

PHÉNOLAZOTOLUÈNE.

$C^{13}H^{12}Az^2O = 212$.

Neutralisation : $C^{13}H^{12}Az^2O$ crist. + NaOH dissoute .... + 2,2

ACIDES AZOBENZOÏQUES.

$C^{14}H^{10}Az^2O^4 = 270$.

ALEXEYEFF et WERNER.

Acide para :

Neutralisation : $C^{14}H^{10}Az^2O^4$ solide + 2NaOH dissoute ...... +12,7
Dissolution : $C^{14}H^8Na^2Az^2O^4$ solide + eau .... — 1,8
$C^{14}H^{10}Az^2O^4 + 2NaOH$ sol. $= C^{14}H^8Na^2Az^2O^4 + 2H^2O$ sol ... +36,7

Acide méta :

Neutralisation : $C^{14}H^{10}Az^2O^4$ solide + 2NaOH dissoute ...... +13,1
Dissolution : $C^{14}H^8Na^2Az^2O^4$ solide + eau .... + 4,4
$C^{14}H^6Na^2Az^2O^4.H^2O$ + eau .... + 1,4
$C^{14}H^{10}Az^2O^4 + 2NaOH$ sol. $= C^{14}H^8Na^2Az^2O^4 + 2H^2O$ sol... +30,9

ACIDE AZOCUMINIQUE.

$C^{20}H^{22}Az^2O^4 = 354$.

ALEXEYEFF et WERNER.

Neutralisation : $C^{20}H^{22}Az^2O^4$ solide + 2NaOH dissoute....... +12,7
Dissolution : Sel + eau .... + 6,9
$C^{20}H^{22}Az^2O^4 + 2NaOH$ sol. $= C^{20}H^{20}Na^2Az^2O^4 + 2H^2O$ sol... +28,0

ACIDE HYDRAZOCUMINIQUE.

$C^{20}H^{24}Az^2O^4 = 356$.

ALEXEYEFF et WERNER.

Neutralisation : $C^{20}H^{24}Az^2O^4$ solide + 2NaOH dissoute....... +16,9
Dissolution : Sel + eau .... +10,3
$C^{20}H^{24}Az^2O^4 + 2NaOH$ sol. $= C^{20}H^{22}Na^2Az^2O^4 + 2H^2O$ sol . . +28,5



CINQUIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS AZOTÉS DIVERS.

CHAPITRE I.

SÉRIE DE L'INDIGO.

DIOXINDOL.


$C^8H^7AzO^2 = 149.$


$C^8 + H^7 + Az + O^2 = C^8H^7AzO^2$ crist .... $+80^{Cal},2$

Combustion : +915,7.

D'ALADERN, *C. R.*, CXVI, 1457; 1893.

ISATINE.

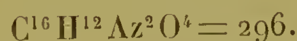

$C^8H^5AzO^2 = 147.$


$C^8 + H^5 + Az + O^2 = C^8H^5AzO^2$ crist .... $+59^{Cal},0$

Combustion : +867,8.

D'ALADERN.

ISATHYDE.

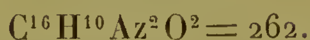

$C^{16}H^{12}Az^2O^4 = 296.$


$C^{16} + H^{12} + Az^2 + O^4 = C^{16}H^{12}Az^2O^4$ crist.... $+145^{Cal},0$

Combustion : +1777,8.

D'ALADERN.

INDIGOTINE.


$$C^{16}H^{10}Az^{2}O^{2} = 262.$$


$$C^{16} + H^{10} + Az^{2} + O^{2} = C^{16}H^{10}Az^{2}O^{2} \text{ crist.} \ldots\ldots \quad +41^{\text{Cal}},0$$

Combustion : +1812,6.

d'ALADERN, *C. R.*, CXVI, 1457; 1893.

PHÉNYLPYRROL.


$$C^{10}H^{9}Az = 143.$$


$$C^{10} + H^{9} + Az = C^{10}H^{9}Az \ldots\ldots\ldots\ldots \quad -30^{\text{Cal}},6$$

Combustion : +1284,1.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 422.



CHAPITRE II.

DÉRIVÉS CYANÉS.

CYANOGÈNE.

Voir p. 167.

ACIDE CYANHYDRIQUE.

Voir p. 168.

CYANURES.

Voir les MÉTAUX.

CYANAMIDE.

Voir p. 172 et 652.

DICYANAMIDE, TRICYANAMIDE.

Voir p. 653.

ACIDE CYANIQUE.

Voir p. 170, 651.

URÉE.

Voir p. 652.

ACIDE SULFOCYANIQUE.

Voir p. 174, 651, 663.

CHLORURE CYANIQUE.

Voir p. 169 et 651.

ACIDE CYANURIQUE.

Voir p. 172.

CHLORURE CYANURIQUE.

Voir p. 653.

ÉTHERS CYANHYDRIQUES, NITRILES.

Voir p. 396, 406, etc.

CYANURE DE BENZOÏLE.


C^8H^5AzO ou $C^7H^5CyO = 131$.


$C^8 + H^5 + Az + O = C^8H^5AzO$ crist. $-14^{Cal},2$

Combustion : $+940,7$.

GUINCHANT, *C. R.*, CXXII, 943; 1896.

CAMPHRE CYANÉ.


$C^{11}H^{15}AzO = 177$.


$C^{11} + H^{15} + Az + O = C^{11}H^{15}AzO$ crist. . . . . $+58^{Cal},2$

Combustion : $+1496,3$.

B. et PET., *A.* [6], XX, 12; 1890.


$C^{11}H^{15}AzO$ dissous dans un excès de NaOH dissoute. . . . $-1^{Cal},24$

CYANACÉTOPHÉNONE.


C^9H^7AzO ou $C^2H^2Cy(C^6H^5)O = 145$.

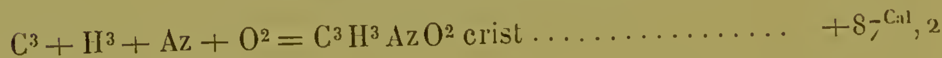

$C^9 + H^7 + Az + O = C^9H^7AzO$ crist. $+3^{Cal},6$

Combustion : $+1086,1$.

GUINCHANT.

ACIDE CYANACÉTIQUE.


$C^3H^3AzO^2$ ou $C^2H^3CyO^2 = 85$.


$C^3 + H^3 + Az + O^2 = C^3H^3AzO^2$ crist . . . . $+87^{Cal},2$

Combustion : $+299,0$.

GUINCHANT, *C. R.*, CXXII, 943; 1896.

AMIDE CYANACÉTIQUE.

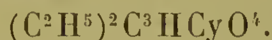

$C^3H^4Az^2O$ ou $C^2H^4CyAzO = 84$.


$C^3 + H^4 + Az^2 + O = C^3H^4Az^2$ crist . . . . $+41^{Cal},2$

Combustion : $+376,4$.

GUINCHANT.

ÉTHER CYANOMALONIQUE.



$(C^2H^5)^2C^3HCyO^4$.

Neutralisation : $(C^2H^5)^2C^3HCyO^4$ + NaOH dissoute.............	+15,2
» + $\frac{1}{2}$BaO diss.................	+15,0

HALLER et GUNTZ, *C. R.*, CVI, 1473; 1888.

Dissolution : $(C^2H^5)^2C^3NaCyO^4$ + eau.........................	— 2,6
$[(C^2H^5)^2C^3CyO^4]^2Ba$ + eau..................................	+ 2,4
$[(C^2H^5)^2C^3CyO^4]^2.4H^2O$ + eau..........................	— 4,9

ÉTHER ACÉTYLCYANACÉTIQUE.



$(C^2H^5)C^4H^4CyO^3$.

Cet éther précipité de son sel Na, se transforme, en dégageant....	+ 1,75
Cet éther récemment préc., avant la transformation, + NaOH diss..	+10,6
Cet éther dissous dans l'alcool à 71 pour 100 + NaOH dissoute dans l'alcool..	+12,15

ÉTHER BENZOYLCYANACÉTIQUE.



$(C^2H^5)C^9H^6CyO^3$ . . . cristallisé.

Cet éther précipité de son sel Na se transforme, en dégageant....	+ 3,6
Cet éther récemment préc., avant la transformation, + NaOH diss.	+11,4
Cet éther dissous dans l'alcool + NaOH dissoute dans l'alcool.....	+11,8

Donc :

Le changement de l'éther précipité en éther cristallisé dégage.....	+ 7,8
Dissolution : Sel Na + eau..	— 2,75

HALLER et GUNTZ.



CHAPITRE III.

ALBUMINOIDES.

ALBUMINE.

Le corps sur lequel nous avons opéré offrait la composition suivante :

	(séché à 100°).
C	51,8
H	7,0
Az	15,4
S	1,6
O	24,15
	100,00

Cendres en plus.

Combustion. 1^{gr} dégage à pression constante : $5690^{cal},6$; le soufre étant changé en acide sulfurique étendu. On a dès lors :

Pour 1^{gr} de carbone de l'albumine	$10^{Cal},9910$
Pour la formule $C^{72}H^{112}Az^{18}SO^{22}$	$9^{Cal},4670$

Formation de l'albumine par les éléments : C, H, Az, S, O.

1^{gr} d'albumine dégage	$0^{Cal},874$
Le poids d'albumine contenant 1^{gr} de carbone dégage	$1^{Cal},689$
Le poids d'albumine représenté par la formule ci-dessus	1460^{Cal}

COMPOSÉS ALBUMINOÏDES.

	Combustion à pression constante.		Formation par les éléments.	
	1gr de matière.	Poids de matière contenant 1gr de carbone.	1gr de matière.	Poids de matière contenant 1gr de carbone.
	Cal	Cal	Cal	Cal
Albumine d'œuf......	5,6906	10,991	0,874	1,689
Fibrine du sang......	5,5324	10,820	0,918	1,796
Chair musculaire dégraissée...........	5,7314	10,671	1,137	2,117
Hémoglobine........	5,9148	10,677	1,066	1,931
Osséine.............	5,414	10,806	0,954	1,904
Caséine (lait)........	5,6292	11,080	0,9275	1,825
Chondrine...........	5,3458	10,544	1,226	2,409
Vitelline............	5,7841	11,166	1,055	2,037
Jaune d'œuf renfermant Az = 7 cent...	8,1242	12,052	0,828	1,228
Fibrine végétale......	5,8365	10,807	0,970	1,806
Gluten brut..........	5,9948	10,878	0,9994	1,795
Colle de poisson.....	5,242	10,800	0,991	2,026
Fibroïne (soie)......	5,097	10,599	0,890	1,848
Laine...............	5,5673	11,099	0,928	1,849
Chitine renfermant Az = 7,7 cent.	4,655	9,943	1,263	2,697
Tunicine (ascidies) renfermant Az = 1,9 cent.	4,1468	8,978	1,741	3,822

B. et AND., *A.* [6], XXII, 25; 1891.

M. Stohmann (*J. pr. Ch.*, XLIV, 353 et suivantes) a obtenu des nombres en général très concordants avec les précédents, lorsqu'on les rapporte au même poids de carbone : ce qui est essentiel, le degré de dessiccation n'étant pas toujours le même pour les différents auteurs et les matières rapportées à l'unité de poids n'étant pas dès lors comparables.

C'est là une observation capitale dans toutes les questions relatives au pouvoir calorifique et nutritif des aliments et à la chaleur animale. En effet, les mots *viande, pain, fromage,* etc., n'ont aucune signification précise, si l'on n'en définit en même temps la composition élémentaire, l'état de dessiccation et la dose de cendres.

Les nombres suivants ont été déterminés spécialement par M. Stohmann.

	Combustion.	
	1^{gr} de matière.	Poids de matière contenant 1^{gr} de carbone.
	Cal	Cal
Fibrine du sang	5,6371	10,650
Conglutine	5,4790	10,790
Hémoglobine	5,8851	10,757
Blanc d'œuf de Harnack	5,5530	10,934
Albumine cristallisée	5,6720	10,804
Chair musculaire dégraissée	5,6409	10,884
Peptone	5,2988	10,576
Légumine	5,7931	10,885
Fibrine végétale	5,9416	10,925
Vitelline	5,7451	11,428
Caséine	5,8673	10,861
Syntonine	5,9078	11,014
Albumine du sérum	5,9178	10,971
Élastine	5,9613	»

Données relatives à la chaleur animale.

On peut admettre que la valeur moyenne de la chaleur de combustion des albuminoïdes est, pour 1^{gr} de matière : $5^{Cal},691$ et, pour un poids de cette matière renfermant 1^{gr} de carbone : $10^{Cal},870$.

Dans la production de la chaleur animale, l'élimination de l'azote n'a pas lieu, en général, en nature et par combustion totale des albuminoïdes, mais sous la forme de divers composés azotés, dont l'urée constitue la partie principale. On doit donc rapporter les calculs à ce mode de combustion. Il donne lieu à une déperdition moyenne des 16 centièmes de la chaleur de combustion totale des albuminoïdes. Les valeurs ainsi calculées se trouvent dans le Mémoire suivant.

B. et AN., *A.* [6], XXII, 17 et 48; 1891.

D'après les nombres donnés dans le présent Volume (p. 473, 477 à 483), la combustion des hydrates de carbone dégage, pour un poids de matière renfermant 1^{gr} de carbone, en moyenne : $9^{Cal},470$; c'est-à-dire un excès supérieur d'un cinquième environ à la chaleur de combustion du carbone élémentaire; excès dont

on ne tenait pas compte dans les anciens calculs relatifs à la chaleur animale.

D'après les nombres donnés (p. 564), la combustion des corps gras alimentaires dégage en moyenne, pour 1^{gr} de matière : $9^{Cal},500$; celle du beurre : $9^{Cal},200$. Pour un poids de matières grasses renfermant 1^{gr} de carbone, on aurait $12^{Cal},500$. Ces matières présentent donc à cet égard un excès considérable sur les hydrates de carbone et sur les albuminoïdes, excès dû à la présence d'un excès d'hydrogène dans les corps gras.

Voici encore quelques données fondamentales :

Le sang, en absorbant O^2 gazeux (32^{gr}), dégage....... $+15^{Cal},19$
» CO gazeux (28^{gr}), dégage....... $+18^{Cal},66$
B., *A.* [6], XX, 180; 1890.

La chaleur spécifique du sang de mouton, ayant pour densité 1,057 à 9°, a été trouvée, pour 1^{gr} : 0,872. En général :
p étant le poids de l'eau contenue dans 1 partie de sang,
p' le poids de la matière solide;
La chaleur spécifique d'un semblable sang est approximativement : $p + 0,4\,p'$. (B.).

Les principes généraux de Thermochimie, qui président aux réactions chimiques, susceptibles de développer de la chaleur dans les êtres vivants, ont été longtemps inconnus et, même aujourd'hui, sont mal compris par divers physiologistes. On en trouvera un exposé méthodique dans mon *Essai de Mécanique chimique*, t. I, p. 89 à 101.

TABLEAUX THERMOCHIMIQUES.

CHIMIE MINÉRALE.

MÉTALLOIDES.

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à + 15°.

Métalloïdes.

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
		I. Composés hydrogénés. *Éléments monovalents.*					
Acide chlorhydrique	H + Cl	H Cl	36,5	+22,0	//	//	+39,4
Acide chlorhydrique vers 2000°	H + Cl	H Cl	36,5	+26,0	//	//	//
Perchlorure d'hydrogène	H Cl conc. + Cl^2	H Cl^3	107,5	//	//	//	+ 9,6
Chlorobromure d'hydrogène	H Cl conc. + Br^2 gaz	H Cl Br^2	196,5	//	//	//	+ 9,3
Chloroiodure d'hydrogène	H Cl conc. + I^2 gaz	H Cl I^2	290,5	//	//	//	+14,8
Acide bromhydrique	H + Br liq	H Br	81	+ 8,6	//	//	+28,6
»	H + Br gaz	H Br	81	+12,3	//	//	+32,3
Perbromure d'hydrogène	H Br conc. + Br^2 gaz	H Br^3	241	//	//	//	+ 9,4
Acide iodhydrique	H + I sol	HI	128	— 6,4	//	//	+13,2
»	H + I gaz	HI	128	+ 0,4	//	//	+20,0
Periodure d'hydrogène	HI étendu + I^2 gaz	HI^3	382	//	//	//	+13,6
Acide fluorhydrique	H + F	HF	20	+38,5	+45,7	//	+50,3
		Éléments bivalents.					
Eau	H^2 + O	H^2O	18	+58,3	+69,0 (à 0°)	+70,4	+69,0
Eau vers 2000°	H^2 + O	H^2O	18	+50,6	//	//	//
Eau vers 4000°	H^2 + O	H^2O	18	+37,1	//	//	//
	$H^2 + O^2$	H^2O^2	34	//	//	//	+47,3

Acide tellurhydrique	H^2 + Te (crist.)	H^2Te	128	—34,9	″	″	″

Éléments trivalents.

Ammoniaque	Az + H^3	AzH^3	17	+12,2	+16,6	″	+21,0
Oxyammoniaque	Az + H^3 + O	AzH^3O ou Az H.H^2O	33	″	″	+27,6	+23,8
	Az + H + H^2O	″	″	″	″	″	—45,2
Hydrazine	(Az + H^2)^2	Az^2H^4	32	″	″	″	— 1,7
Hydrate d'hydrazine	Az^2 + H^6 + O	Az^2H^6O	50	″	+67,3	″	+69,2
Acide azothydrique	Az^3 + H	Az^3H	43	″	″	″	—55,2
Hydrogène phosphoré gazeux	H^3 + P	PH^3	34	+ 4,9	″	″	″
Hydrogène phosphoré solide	H + P^2	P^2H	63	″	″	+ 8,9	″
Bromh. d'hydr. phosphoré	PH^3 + H Br	PH^4Br	115	″	″	+23,0	″
Iodh. d'hydr. phosphoré	PH^3 + H I	PH^4I	162	″	″	+24,2	″
Hydrogène arsénié gazeux	H^3 + As (crist.)	AsH^3	78	—44,2	″	″	″
Hydrogène antimonié	Sb + H^3	SbH^3	125	—86,8	″	″	″

Éléments quadrivalents.

Protohydrure de carbone ou acétylène	(C [diamant] + H)^2	(CH)^2	26 ou 13 × 2	+29,05×2 ou —58,1	″	″	″
Bihydrure (Éthylène)	(C + H^2)^2	(CH^2)^2	28 ou 14 × 2	— 7,3 ×2 ou —14,6	″	″	″
Trihydrure (Méthyle)	(C + H^3)^2	(CH^3)^2	30 ou 15 × 2	+11,65×2 ou +23,3	″	″	″
Quadrihyd. (Formène)	C + H^4	CH^4	16	+18,9	″	″	″
Hydrogène silicé	Si (crist.) + H^4	SiH^4	32	— 6,7	″	″	″

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.

Métalloïdes (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
II. Composés oxygénés.							
Ozone	3 O	O^3	48	−30,7	″	″	″
Éléments monovalents.							
Acide hypochloreux : anhydride.	$Cl^2 + O$	Cl^2O	87	−15,1	″	″	− 5,7
» » normal	$Cl + O + H$	$ClOH$	52,5	″	″	″	+31,65
	$Cl^2 + O + H^2O$	$2\,ClOH$	105	″	″	″	− 5,7
Acide chlorique normal	$Cl + O^3 + H$	ClO^3H	84,5	″	″	″	+22,0
	$Cl^2 + O^5 + H^2O$	$2\,ClO^3H$	169	″	″	″	−25,0
Acide perchlorique normal	$Cl + O^4 + H$	ClO^4H	100,5	″	″	+18,8	+39,1
	$Cl^2 + O^7 + H^2O$	$2\,ClO^4H$	201	″	″	−31,4	+ 9,2
Acide hypobromeux normal	Br liq. + O + H	BrOH	97	″	″	″	+29,1
	Br gaz	BrOH	″	″	″	″	+32,8
	Br^2 liq. + O + H^2O	2 BrOH	194	″	″	″	−10,8
	Br^2 gaz	″	″	″	″	″	− 3,4
Acide bromique normal	Br liq. + O^3 + H	BrO^3H	129	″	″	″	+12,5
	Br gaz	″	″	″	″	″	+16,2
	Br^2 liq. + O^5 + H^2O	$2\,BrO^3H$	258	″	″	″	−44,0
	Br^2 gaz	″	″	″	″	″	−36,6

	I gaz.	//		//	//	//	[illegible]
				//	//	+ 2,18	//
Acide periodique normal	I^2O^5 sol. + H^2O sol	//	//	//	//	//	+ 53,5
	I sol. + O^4 + H	IO^4H	192	//	//	//	+ 60,3
	I gaz	//	//	//	//	//	+ 38,0
	I^2 sol. + O^7 + H^2O	2 IO^4H	384	//	//	//	+ 51,6
	I gaz	//	//	//	//	//	
		Éléments bivalents.					
Acide sulfureux : anhydride	S oct. + O^2	SO^2	64	+ 69,3	+ 74,7	//	+ 77,6
Acide sulfurique : anhydride	S oct. + O^3	SO^3	80	+ 92,0	//	+103,8	+141,1
	SO^2 + O	//	//	+ 22,6	//	+ 34,4	+ 71,7
» » normal	S + O^4 + H^2	SO^4H^2	98	//	+192,2	+193,1	+210,1
	S + O^3 + H^2O	//	//	//	+123,2	+124,1	+141,1
	SO^2 dissous + O + H^2O	SO^4H^2	//	//	//	//	+ 64,1
	SO^3 sol. + H^2O solide	SO^4H^2	//	//	//	+ 19,0	//
Acide hyposulfurique normal	S^2 + O^6 + H^2	$S^2O^6H^2$	162	//	//	//	+277,0
	S^2 + O^5 + H^2O	$S^2O^5.H^2O$	162	//	//	//	+208.0
Acide persulfurique normal	S^2 + O^8 + H^2	$S^2O^8H^2$	194	//	//	//	+316,4
	S^2 + O^7 + H^2O	$S^2O^7.H^2O$	194	//	//	//	+247,4
	2 SO^4H^2 étendu + O	//	//	//	//	//	— 34,8
Acide hyposulfureux normal	S^2 + O^3 + H^2	$S^2O^3H^2$	114	//	//	//	+141,7
	S^2 + O^2 + H^2O	//	//	//	//	//	+ 72,7
Acide hydrosulfureux normal	S^2 + O^4 + H^2	$S^2O^4H^2$	130	//	//	//	+156,1
	S^2 + O^3 + H^2O	//	//	//	//	//	+ 86,1
Acide trithionique	S^3 + O^6 + H^2	$S^3O^6H^2$	194	//	//	//	+272,9
	S^3 + O^5 + H^2O	//	//	//	//	//	+203,9
Acide tétrathionique	S^4 + O^6 + H^2	$S^4O^6H^2$	226	//	//	//	+261,2
	S^4 + O^5 + H^2O	//	//	//	//	//	+192,2
Acide pentathionique	S^5 + O^6 + H^2	$S^5O^6H^2$	258	//	//	//	+266,3
	S^5 + O^5 + H^2O	//	//	//	//	//	+197,3

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à + 15°.

Métalloïdes (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
II. Composés oxygénés.							
Éléments bivalents (suite).							
Acide sélénieux	Se (mét.) + O^2	SeO^2	111	//	//	+52,4	+ 51,5
Acide sélénique	Se (mét.) + O^4 + H^2	SeO^4H^2	145	//	+125,3	+129,3	+142,6
	Se + O^3 + H^2O	$SeO^3.H^2O$	//	//	+ 56,8	+ 60,3	+ 73,6
Acide tellureux	Te (état ?) + O^2 + eau	TeO^2 hydraté	159	//	//	+78,3	//
Acide tellurique	Te (?) + O^4 + H^2	TeO^4H^2	193	//	//	//	+168,5
	Te (?) + O^3 + H^2O	$TeO^3.H^2O$	//	//	//	//	+ 99,5
Éléments trivalents.							
Oxyde azoteux (protoxyde)	Az^2 + O	Az^2O	44	—20,6	—18,8	//	— 14,4
Acide hypoazoteux	Az^2 + O^2 + H^2	$Az^2O^2H^2$	62	//	//	//	+ 4,4 ou +2,2×2
	Az^2 + O + H^2O	//	//	//	//	//	— 64,6
Oxyde azotique (bioxyde)	Az + O	AzO	30	—21,6	//	//	//
Acide azoteux (trioxyde)	Az^2 + O^3	Az^2O^3	76	—21,4	//	//	//
	Az + O^2 + H	AzO^2H	47	//	//	//	+ 30,3
	Az^2 + O^3 + H^2O	2 AzO^2H	47 × 2	//	//	//	— 8,4 ou —4,2×2
Tétroxyde d'azote (acide hypo-	Az + O^2	AzO^2	46	— 1,7 (mêlé de Az^2O^4)	+ [illegible],6	[illegible]	//

Acide azotique normal	$AzO^2 + O + H$	"	"	+36,1	+ 43,5	"	+ [illegible]
	$Az^2O^5 + H^2O$	$2\,AzO^3H$	63 × 2	+10,6 (tout gaz)	+ 10,6 (tout liq.)	+ 4,0 (tout sol.)	"
	$2\,AzO^2 + O + H^2O$	"	"	+ 4,8	+ 19,3	"	+ 33,6
	Az^2O^3 gaz $+ O^2 + H^2O$	"	"	"	+ 35,6	"	+ 50,0
	$2\,AzO + O^3 + H^2O$	"	"	"	+ 57,4	"	+ 71,8 ou + 35,9×2
	AzO^2H dissous $+ O$	AzO^3H	63	"	"	"	+ 18,4
	$Az^2O^2H^2$ dissous $+ O^4$	$2\,AzO^3H$	63 × 2	"	"	"	+ 93,2 ou + 46,6×2
Acide hypophosphoreux (protoxyde) normal	$P + O^2 + H^3$	PO^2H^3	66	"	+141,8	+144,1	+143,9
	$P^2 + O + 3\,H^2O$	$2\,PO^2H^3$	66 × 2	"	+ 76,6	+ 81,2	+ 80,8 ou + 40,4×2
Acide phosphoreux (trioxyde) normal	$P + O^3 + H^3$	PO^3H^3	82	"	+225,7	+228,9	+228,8
	$P^2 + O^3 + 3\,H^2O$	$2\,PO^3H^3$	82 × 2	"	+244,6	+250,8	+250,6 ou +125,3×2
Acide pyrophosphoreux	$P^2 + O^5 + H^4$	$P^2O^5H^4$	146	"	"	"	+383,7
	$2\,PO^3H^3$ diss. $- H^2O$	"	"	"	"	"	− 4,9
Acide phosphorique : anhydride (pentoxyde)	$P^2 + O^5$	P^2O^5	142	"	"	+365,2 (1)	+400,9 (2)
	$P + O^4 + H^3$	PO^4H^3	98	"	+301,6	+304,1	+306,75
Acide normal	$P^2 + O^5 + 3\,H^2O$	$2\,PO^4H^3$	196	"	+396,1	+401,7	+406,5 ou +203,2×2
Acide arsénieux : anhydride (trioxyde)	As^2 crist. $+ O^3$	As^2O^3 opaque	198	"	"	+156,4	+148,9
Acide arsénique : anhydride (pentoxyde)	As^2 crist. $+ O^5$	As^2O^5	230	"	"	+219,0	+225,0

(1) Mélange de deux états, l'un cristallisé, l'autre pulvérulent et polymérisé.
(2) Dissolution d'acide métaphosphorique.

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.

Métalloïdes (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
II. Composés oxygénés.							
Éléments trivalents (suite).							
Acide arsénique normal	$As + O^4 + H^3$	AsO^4H^3	142	"	"	+216,4	+216,0
	$As^2 + O^5 + 3H^2O$	$2 AsO^4H^3$	142×2	"	"	+225,8	+225,0
	$As^2O^5 + 3H^2O$ liq.	$2 AsO^4H^3$	"	"	"	+ 6,8	+ 6,0
	As^2O^3 opaque $+ O^2$	As^2O^5	230	"	"	+ 62,8	+ 68,8
	As^2O^3 opaque $+ O^2 + 3H^2O$	$2 AsO^4H^3$	142×2	"	"	+ 69,4	+ 68,6
	As^2O^3 dissous $+ O^2 + 3H^2O$	"	"	"	"	"	+ 76,1
Oxyde d'antimoine	$Sb^2 + O^3$	Sb^2O^3 prism.	292	"	"	+166,9	"
Acide antimonique	$Sb^2 + O^5 + 4H^2O$	$Sb^2O^5.4H^2O$	324+72	"	"	+231,2	"
Oxyde de bismuth	$Bi^2 + O^3$	Bi^2O^3 sol.	464	"	"	+139,2	>
Acide borique : anhydride	B^2 amorphe $+ O^3$	B^2O^3	70	"	"	+272,6	+279,9
Acide normal	$B^2O^3 + 3H^2O$ liq.	$B^2O^6H^6$	124	"	"	+ 16,8	+ 7,2
Éléments quadrivalents.							
Acide silicique	Si crist. $+ O^2 +$ eau	SiO^2 hydraté	60	"	"	+179,6	"
Protoxyde d'étain	$Sn + O$	SnO	134,1	"	"	+ 70,7	[illegible]
	[illegible]	SnO hydraté	"	[illegible]	"	+ 67,8	[illegible]

Oxyde de carbone	C amorphe + O	CO					
Acide carbonique	C graphite + O^2	//	//	+ 94,81	//	//	+103,25
	C amorphe + O^2	//	//	+ 97,65	//	//	+ 73,9
	CO + O	CO^2	//	+ 68,3	//	//	//
	CO + O	CO^2 (vers 3000°)	//	+ 37,0	//	//	//
	CO + O	CO^2 (vers 4500°)	//	+ 28,0	//	//	//
Acide formique	C diam. + H^2 + O^2	CH^2O^2	46	+96,7 (v. 100°) (mêlé de $C^2H^4O^4$)	+101,5	+104,0	+101,6
	//	CH^2O^2 (v. 200°)	//	+ 91,9	//	//	//
	2 CH^2O^2	$C^2H^4O^4$	92	+14,4 gazeux	//	//	//
	CO + H^2O	CH^2O^2	//	//	+ 6,4	//	+ 6,5
Acide acétique	C^2 diam. + H^4 + O^2	$C^2H^4O^2$	60	+112,1 (v. 120°) (mêlé de $C^4H^8O^4$)	+117,2	+119,7	+117,6
	//	$C^2H^4O^2$ (v. 250°)	//	+107,3	//	//	//
	C^2 diam. + 2 H^2O	//	//	//	— 20,8	//	— 20,4
	2 $C^2H^4O^2$	$C^4H^8O^4$	120	+ 14,4	//	//	//
Acide oxalique	C^2 diam. + H^2 + O^4	$C^2H^2O^4$	90	//	//	+197,6	+193,3
	C^2 diam. + O^3 + H^2O	//	//	//	//	//	+124,3
Oxyde graphitique, fonte	C^{28} (graphite) + H^8 + O^{12}	$C^{28}H^8O^{12}$	Formules empiriques.	//	//	+412,7	//
» » plombagine.	C^{28} (graphite) + H^{10} + O^{15} + $\frac{1}{2}H^2O$	$C^{28}H^{10}O^{15}.\frac{1}{2}H^2O$		//	//	+365,6	//
» » électrique	C^{28} (graph.) + H^{10} + O^{19}	$C^{28}H^{10}O^{19}$		//	//	+397,0	//
Oxyde pyrographitique, fonte	C^{46} (graph.) + H^6 + O^5	$C^{46}H^6O^5$		//	//	+ 89,0	//
» » plombag.	C^{44} (graph.) + H^6 + O^6	$C^{44}H^6O^6$		//	//	+222,1	//
Oxyde graphitique, fonte	Union des éléments rapportée à un poids de carbone = 12.	//	//	//	//	+ 13,9	//
» » plombagine.		//	//	//	//	+ 12,5	//
» » électrique		//	//	//	//	+ 13,7	//
Oxyde pyrographitique, fonte		//	//	//	//	+ 4,5	//
» » plombag.		//	//	//	//	+ 1,4	//

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à + 15°.

Métalloïdes (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
III. Composés des éléments halogènes.							
Éléments monovalents.							
Chlorure de brome	Cl + Br liq.	Br Cl	115,5	″	+ 0,7	″	″
	Cl + Br gaz	″	″	″	+ 4,4	″	″
Protochlorure d'iode	Cl + I sol.	I Cl	162,5	″	″	+ 6,8	″
	Cl + I gaz	″	″	″	″	+ 13,6	″
Trichlorure d'iode	Cl^3 + I sol.	I Cl^3	233,5	″	″	+ 21,5	″
	Cl^3 + I gaz	″	″	″	″	+ 28,3	″
Bromure d'iode	Br liq. + I sol.	I Br	207	″	″	+ 2,5	″
	Br gaz + I gaz	″	″	″	″	+ 13,0	″
Éléments bivalents.							
Chlorure de soufre	S^2 oct. + Cl^2	$S^2 Cl^2$	135	+ 10,9	+ 17,6	″	″
Bromure de soufre	S^2 + Br^2 liq.	$S^2 Br^2$	224	″	+ 2,0	″	″
	S^2 + Br^2 gaz	″	″	″	+ 9,4	″	″
Iodure de soufre	S^2 + I^2 sol.	$S^2 I^2$	318	″	″	0,0	″
	S^2 + I^2 gaz	″	″	″	″	+ 13,6	″
Chlorure de thionyle	S + O + Cl^2	SO Cl^2	119	+ 40,9	+ 47,4	″	″
Chlorure de sulfuryle	S + O^2 + Cl^2	$SO^2 Cl^2$	135	+ 82,8	+ 89,9	″	″
Chlorhydrate sulfurique	S + O^3 + H + Cl	SO^3 H Cl	116,5	+ 127,4	+ 140,2	″	″
	SO^3 sol. + H Cl	″	″	+ 1,55	+ 14,35	″	″
	SO^3 gaz + H Cl	″	″	+ 13,3[illegible]	+ 26,2	″	″

Éléments trivalents.

Chlorure phosphoreux	$P + Cl^3$	PCl^3	137,5	+69,7	+ 76,6	"	"
Perchlorure de phosphore	$P + Cl^5$	PCl^5	208,5	"	"	+109,2	"
	$PCl^3 + Cl^2$	"	"	"	"	+ 32,6	"
Oxychlorure	$P + Cl^3 + O$	PCl^3O	153,5	"	+143,9	"	"
	$PCl^3 + O$	"	"	"	+ 66,3	"	"
Bromure phosphoreux	$P + Br^3$ liq.	PBr^3	271	"	+ 44,8	"	"
	$P + Br^3$ gaz	"	"	"	+ 55,9	"	"
Perbromure	$P + Br^5$ liq.	PBr^5	431	"	"	+ 59,0	"
	$P + Br^5$ gaz	"	"	"	"	+ 77,5	"
	$PBr^3 + Br^2$ liq.	"	"	"	"	+ 14,2	"
	$PBr^3 + Br^2$ gaz	"	"	"	"	+ 21,6	"
Oxybromure	$P + Br^3$ liq. $+ O$	PBr^3O	303	"	"	+105,8	"
	$P + Br^3$ gaz $+ O$	"	"	"	"	+126,9	"
	$PBr^3 + O$	"	"	"	"	+ 61,0	"
Triiodure de phosphore	$P + I^3$ sol.	PI^3	412	"	"	+ 10,9	"
	$P + I^3$ gaz	"	"	"	"	+ 31,3	"
	$P^2I^4 + I^2$ sol.	$2PI^3$	412×2	"	"	+ 2,0	"
Biiodure	$P^2 + I^4$ sol.	P^2I^4	470	"	"	+ 19,8	"
	$P^2 + I^4$ gaz	"	"	"	"	+ 47,0	"
Chlorure d'arsenic	As crist. $+ Cl^3$	$AsCl^3$	181,5	"	+ 71,3	"	"
Bromure d'arsenic	As crist. $+ Br^3$ liq.	$AsBr^3$	315	"	"	+ 45,5	"
	As crist. $+ Br^3$ gaz	"	"	"	"	+ 56,8	"
Iodure d'arsenic	As crist. $+ I^3$ sol.	AsI^3	456	"	"	+ 13,5	"
	As crist. $+ I^3$ gaz	"	"	"	"	+ 33,9	"
Protochlorure d'antimoine	$Sb + Cl^3$	$SbCl^3$	228,5	"	"	+ 91,4	"
Perchlorure	$Sb + Cl^5$	$SbCl^5$	299,5	"	+104,9	"	"
	$SbCl^3 + Cl^2$	"	"	"	+ 13,5	"	"

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à + 15°.

Métalloïdes (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
III. Composés des éléments halogènes.							
Éléments trivalents (*suite*).							
Oxychlorure	$Sb^2 + O^2 + Cl^2$	$Sb^2Cl^2O^2$	347	"	"	+179,6	"
Autre oxychlorure	$Sb^4 + O^5 + Cl^2$	$Sb^4Cl^2O^5$	639	"	"	+350,0	"
Bromure d'antimoine	$Sb + Br^3$ liq.	$SbBr^3$	362	"	"	+ 61,4	"
	$Sb + Br^3$ gaz	"	"	"	"	+ 72,5	"
Iodure d'antimoine	$Sb + I^3$ sol.	SbI^3	503	"	"	+ 28,8	"
	$Sb + I^3$ gaz.	"	"	"	"	+ 49,2	"
Fluorure d'antimoine	$Sb + F^3$	SbF^3	179	"	"	+141,0	"
Chlorure de bismuth	$Bi + Cl^3$	$BiCl^3$	314,5	"	"	+ 90,6	"
Oxychlorure	$Bi + O + Cl$	BiOCl hydraté.	259,5	"	"	+ 88,6	"
Chlorure de bore	B amorphe $+ Cl^3$	BCl^3	117,5	+ 89,1	+ 93,4	"	"
Bromure de bore	B amorphe $+ Br^3$ liq.	BBr^3	251	"	+ 43,2	"	"
	B amorphe $+ Br^3$ gaz	"	"	"	+ 54,3	"	"
Fluorure de bore	B amorphe $+ F^3$	BF^3	68	+234,8	"	"	"
Acide fluoborique	$B + F^4 + H$	$BF^3.HF$	88	"	"	"	+307,6
	BF^3 gaz $+ HF$ gaz	"	"	"	"	"	+ 34,8

Éléments quadrivalents.

Acide fluosilicique	$SiF^4 + 2HF$ gaz + eau	"	"	"	"	"	+ 57,6
Chlorure stanneux	$Sn + Cl^2$	$SnCl^2$	189,1	"	"	+ 80,9	+ 81,3
Chlorure stannique	$Sn + Cl^4$	$SnCl^4$	260,1	+122,2	+129,8	"	+158,3
	$SnCl^2 + Cl^2$	"	"	"	+ 48,9	"	+ 77,0
Chlorostannate de potassium	$SnCl^4 + 2KCl$	$SnCl^4.2KCl$	409,3	"	"	+ 22,65	+ 19,25
Bromure stanneux	$Sn + Br^2$ liq.	$SnBr^2$	278,1	"	"	+ 61,5	+ 59,9
	$Sn + Br^2$ gaz	"	"	"	"	+ 68,9	+ 67,3
Bromure stannique	$Sn + Br^4$ liq.	$SnBr^4$	438,1	"	+ 94,9	+ 98,0	+114,6
	$Sn + Br^4$ gaz	"	"	"	+109,7	+112,8	+129,4
	$SnBr^2 + Br^2$ liq.	"	"	"	+ 33,4	+ 36,5	+ 54,7
	$SnBr^2 + Br^2$ gaz	"	"	"	+ 40,8	+ 43,9	+ 62,1
Perchlorure de carbone (formène quadrichloré)	C diam. + Cl^4	CCl^4	154	+ 68,5	+ 75,7	"	"
Sesquichlorure (éthane perchl.)	C^2 diam. + Cl^6	C^2Cl^6	237	"	"	+107,4	"
Bichlorure (éthylène perchloré)	C^2 diam. + Cl^4	C^2Cl^4	166	"	+ 45,5	"	"
Sous-chlorure polymérisé (benzine perchlorée)	$3(C^2 + Cl^2)$	C^6Cl^6	285 ou 95×3	"	"	+85,6 ou $28,5 \times 3$	"
Oxychlorure	C diam. + O + Cl^2	$COCl^2$	99	+ 44,1	"	"	"
	$CO + Cl^2$	"	"	+ 18,0	"	"	"

IV. Composés sulfurés.

Sulfure d'azote	Az + S	AzS	46	"	"	— 31,9	"
Séléniure d'azote	Az + Se	AzSe	93	"	"	— 42,3	"
Sulfure d'antimoine amorphe ou crist.	$Sb^2 + S^3$	Sb^2S^3	340	"	"	+ 34,4	"
Chlorosulfure	$Sb^4 + S^5 + Cl^2$	$Sb^4Cl^2S^5$	715	"	"	+391,1	"

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à + 15°.
Métalloïdes (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
		IV. Composés sulfurés (*suite*).					
Sulfure de bore	B^2 amorphe + S^3	B^2S^3	118	"	"	+ 37,9	"
Sulfure de silicium	Si crist. + S^2	SiS^2	92	"	"	+ 10,4	"
Sulfure de carbone	C diam. + S^2	CS^2	76	− 25,4	− 19,0	"	"
		V. Composés de l'azote et du carbone.					
Cyanogène	2 (C diam. + Az)	$(CAz)^2$ ou C^2Az^2	52	− 73,9	− 68,5	"	− 67,1
Acide cyanhydrique	C + Az + H	C Az H	27	− 30,5	− 24,8	"	− 24,4
	Cy + H	Cy H	"	+ 6,45	+ 12,2	"	+ 12,6
Chlorure de cyanogène	C + Az + Cl	C Az Cl	61,5	− 35,2	− 26,9	"	"
	Cy + Cl	Cy Cl	"	+ 1,75	+ 10,0	"	"
Iodure de cyanogène	C + Az + I sol.	C Az I	153	"	"	− 39,2	− 42,0
	C + Az + I gaz.	"	"	"	"	− 32,4	− 35,2
	Cy + I gaz.	Cy I	"	"	"	+ 4,55	+ 1,75
Acide cyanique	C diam. + Az + H + O	C Az HO	43	"	"	"	+ 37,0
	Cy + H + O	"	"	"	"	"	+ 74,0
	Cy H diss. + O	"	"	"	"	"	+ 61,4
	C diam. + Az + K + O	C Az KO	81,1	"	"	+ 102,5	+ 97,3
	[illegible]	[illegible]			"	+ 130,[illegible]	+ 1[illegible]

Acide sulfocyanique	Cy + H + S	.....					
	Cy H dissous + S	//	//	//	//	//	+ 5,9
Sulfocyanate de potassium	C diam. + Az + K + S	C Az K S	97,1	//	//	+ 49,8	+ 43,7
	Cy + K + S	Cy K S	//	//	//	+ 86,7	+ 80,6
	Cy K + S	//	//	//	//	+ 20,1	//
	Cy K dissous + S	//	//	//	//	//	+ 23,0
Acide cyanurique	$C^3 + Az^3 + H^3 + O^3$	$C^3 Az^3 H^3 O^3$	129	//	//	+ 165,1	+ 161,9
	3 C Az HO	//	//	//	//	//	+ 50,9
Cyanurate tripotassique	$C^3 + Az^3 + K^3 + O^3$	$C^3 Az^3 K^3 O^3$	243,3	//	//	//	+ 319,2
	3 C Az KO diss.	//	//	//	//	//	+ 27,3
Dicyanamide	$C^2 + Az^4 + H^4$	$C^2 Az^4 Az^4$	84	//	//	− 1,9	//
	$2 C Az^2 H^2$	//	//	//	//	+ 14,7	//
Tricyanamide	$C^3 + Az^6 + H^6$	$C^3 Az^6 H^6$	126	//	//	+ 21,9	//
	$3 C Az^2 H^2$	//	//	//	//	+ 46,5	//
Chlorure cyanurique	$C^3 + Az^3 + Cl^3$	$C^3 Az^3 Cl^3$	184,5	//	//	+ 86,1	//

MÉTAUX. — COMPOSÉS BINAIRES.

Formation des oxydes métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Potasse	K^2+O	94,2	+98,2	+165,2
	K^2+O+H^2O	112,2	+140,2	+165,2
	$K+H+O$	56,1	+104,6	+117,1
Soude	Na^2+O	62	+100,9	+155,9
	Na^2+O+H^2O	80	+136,4	+155,9
	$Na+H+O$	40	+102,7	+112,5
Lithine	Li^2+O	30	+141,2	+167,2
	Li^2+O+H^2O	48	+155,6	+167,2
	$Li+H+O$	24	+112,3	+118,1
Rubidine	Rb^2+O	186,8	+95,5	+165,4
	Rb^2+O+H^2O	204,8	//	+165,4
	$Rb+H+O$	102,4	//	+117,2
Ammoniaque	Az^2+H^8+O	52	//	+111,0
	$Az+H^3+H^2O$ $Az+H^5+O$	35	+88,8 (liq.)	+21,0 +90,0
Chaux	$Ca+O$	56	+131,5	+149,6
	$Ca+O+H^2O$	74	+146,6	+149,6
	$Ca+H^2+O^2$	74	+215,6	+218,6
Strontiane	$Sr+O$	103,5	+131,2	+158,4
	$Sr+O+H^2O$	121,5	+148,3	+158,4
	$Sr+H^2+O^2$	121,5	+217,3	+227,4
Baryte	$Ba+O$	153,1	A	A+28,1
	$Ba+O+H^2O$	171,1	A+17,8	A+28,1
	$Ba+H^2+O^2$	171,1	A+86,8	A+97,1
Bioxyde de baryum	$BaO+O$	169,1	+12,1	//
Id. et eau	BaO^2+H^2O	187,1	+2,8	//
Id. et eau oxygénée	$BaO^2+H^2O^2$	203,1	+10,2	//
Magnésie	$Mg+O$	40	+143,4	//
	$Mg+O+nH^2O$	//	+148,8	//
	$Mg+H^2+O^2$	58	+217,8	//
Protoxyde de manganèse (anh.)	$Mn+O$	71	+90,9	//
Id. (hydraté)	$Mn+O+nH^2O$	//	+95,5	//
Bioxyde Id. (naturel)	$Mn+O^2$	87	+125,3	//
Oxyde intermédiaire (anhydre)	Mn^3+O^4	229	+328,0	//
Acide permanganique (dissous)	$Mn^2+O^7+H^2O$ Mn^2+O^8+H	240	//	+187,1 env. +256,1

Formation des oxydes métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Acide chromique............	Cr^2O^3 hydr. (α) + O^3	100,1×2	+ 16,4	+ 14,5
Protoxyde de fer...............	Fe + O anhydre....	72	+ 65,7 ..	..... //
	» (hydraté)..		+ 68,9 ..	..... //
Peroxyde de fer (hydraté)......	$Fe^2 + O^3$ (hydraté).	160 ...	+193,1 ou	..... //
			+ 64,4 × 3	..... //
	» (calciné à 1000°)..	... // ..	+195,6 ..	..... //
	» (calciné à 400°)...	... // ..	+197,7 ..	..... //
Oxyde magnétique (anhydre)...	$Fe^3 + O^4$.........	232 ...	+270,8 ou	..... //
			+ 67,7 × 4	..... //
	FeO hydr. + Fe^2O^3 hydr...........	... // ..	+ 8,7 ..	..... //
	FeO anh. + Fe^2O^3 anhy. (1000°)....	... // ..	+ 9,4 ..	..... //
Oxyde de nickel (hydraté).....	Ni + O...........	74,8 .	+ 61,5 ..	..... //
Oxyde de cobalt (hydraté)......	Co + O...........	74,7 .	+ 64,1 ..	..... //
Sesquioxyde de cobalt (hydraté).	$Co^2 + O^3$..........	165,4 .	+152,1 ou	..... //
			+ 50,7 × 3	..... //
Oxyde de zinc anhydre.......	Zn + O............	81 ...	+ 84,8 ..	..... //
Oxyde de zinc hydraté........	Zn + O + $n H^2O$....	... // ..	+ 83,5 ..	..... //
Oxyde de cadmium (hydraté)...	Cd + O............	128 ...	+ 66,3 ..	..... //
Protoxyde de cuivre............	$Cu^2 + O$..........	142,6 .	+ 43,8 ..	..... //
Bioxyde de cuivre..............	Cu + O............	79,3 .	+ 39,7 ..	..... //
	Cu + O (basse temp.)	... // ..	+ 37,7 ..	..... //
Alumine (hydratée)............	$Al^2 + O^3 + n H^2O$...	102 ...	+393,0 ou	..... //
			+131 × 3	..... //
Oxyde de plomb (anhydre).....	Pb + O...........	221,9 .	+ 50,8 ..	..... //
Bioxyde de plomb............	$Pb + O^2$..........	237,9 .	+ 63,4 ..	..... //
Oxyde de thallium anhydre...	$Tl^2 + O$..........	424 ...	+ 42,8 ..	+ 39,7
Oxyde de thallium hydraté....	$Tl^2 + O + H^2O$.....	442 ...	+ 45,8 ..	+ 39,6
	Tl + H + O........	221 ...	+ 57,4 ..	+ 54,3
Peroxyde de thallium (hydraté).	$Tl^2 + O^3 + n H^2O$...	456 ...	+ 87,6 ..	..... //
Oxyde mercureux (précip.)......	$Hg^2 + O$..........	416 ...	+ 22,2 ..	..... //

Formation des oxydes métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Bioxyde de merc. (jaune ou rouge).	Hg + O	216 ...	+ 21,5 ..	..... //
Oxyde d'argent................	Ag^2 + O...........	231,8 .	+ 7,0 ..	..... //
Sesquioxyde d'argent..........	Ag^4 + O^3..........	479,6 .	+ 21,0 ..	..... //
Protoxyde de platine...........	Pt + O............	210,9 .	+ 17,9 (?)	..... //
Prot. de palladium (hydraté)...	Pd + O............	122,5 .	+ 21,0 ..	..... //
Bioxyde de palladium (hydraté).	Pd + O^2...........	138,5 .	+ 29,1 ..	..... //

Formation des chlorures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ dissous.
Chlorure de potassium	$K + Cl$	74,6	+105,7	+101,2
Id. de sodium	$Na + Cl$	58,5	+ 97,9	+ 96,6
Id. de lithium	$Li + Cl$	42,5	+ 93,9	—102,3
Id. d'ammonium	$Az + H^4 + Cl$	53,5	+ 76,8	+ 72,8
Id. de calcium	$Ca + Cl^2$	111,0	+169,9	+187,4
Id. de strontium	$Sr + Cl^2$	158.5	+184,7	+195,8
Id. de baryum	$Ba + Cl^2$	208,1	A + 63,7	A + 65,6
Id. de magnésium	$Mg + Cl^2$	95	+151,2	+187,1
Id. de manganèse	$Mn + Cl^2$	126	+112,6	+128,6
Chlorhyd. de perchlorure	$Mn\,Cl^2$ diss. dans $n\,HCl$ conc. $+ Cl^2$.	//	//	+ 9.2
Sesquichlorure de chrome	$2\,Cr\,Cl^2 + Cl^2$	317,2	+ 78,8	+150,6 viol. / +131,8 vert
Id. id.	$2\,Cr\,Cl^2$ diss. $+ Cl^2$	//	//	+113,4 viol. / + 94,6 vert
Id. id.	$Cr^2\,Cl^6$ vert dissous. Changé en chl. gris dissous	317,2	//	+ 18,8
Id. id.	$Cr^2\,Cl^3\,13\,HO$ cr. gris Changé en chl. isom. crist	//	+ 5,1	//
Oxychlorure de chrome	$2\,Cr\,Cl^2$ diss. $+ O$	262,2	//	+100,4
Chlorure de fer	$Fe + Cl^2$	127	+ 82,2	+100,1
Id. de fer (per)	$Fe^2 + Cl^6$	325	+192,3 ou + 64,1 × 3	+255,7 ou + 85,2×3
Id. de nickel	$Ni + Cl^2$	129,8	+ 74,7	+ 93,9
Id. de cobalt	$Co + Cl^2$	129,7	+ 76,7	+ 95,0
Id. de zinc	$Zn + Cl^2$	136	+ 97,4	+113,0
Id. de cadmium	$Cd + Cl^2$	183	+ 93,7	+ 96,4
Chlorhydrate	$Cd\,Cl^2 + 2\,H\,Cl$ gaz $+ 7\,K^2O$ liq	//	+ 40,2	//
Chlorure de cuivre (proto)	$Cu + Cl$	98,3	+ 35,4	//
Id. de cuivre (bi)	$Cu + Cl^2$	133,8	+ 51,4	+ 62,5
Id. d'aluminium	$Al^2 + Cl^6$	267	+323,6 ou +107,9 × 3	+476,2 ou +158,7×3

Formation des chlorures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Chlorure de plomb	$Pb + Cl^2$	277,9	+ 83,9	+ 77,9
Chlorure de thallium	$Tl + Cl$	239,5	+ 48,6	+ 38,4
Chlorure de mercure (proto)	$Hg + Cl$	235,5	+ 31,3	//
Id. de mercure (bi)	$Hg + Cl^2$	271	+ 53,3	+ 50,5
Chlorh. de chl. Hg	$HgCl^2$ d. + 2 HCl d.	135,5 + *n* 36,5	//	+ 1,0
Chlorure d'argent	$Ag + Cl$	143.4	+ 29,0	//
Id. id. (proto)	$Ag^2 + Cl$	251,3	+ 29,5	//
Chlorure d'or (per)	$Au + Cl^3$	303,5	+ 22,8	+ 27,3
Protochlorure de platine et de potassium	$Pt + Cl^2 + 2KCl$	415,1	+ 45,8	+ 33,6
Bichlorure de platine	$Pt + Cl^4$	336,9	+ 60,2	+ 79,8
Chlorhydrate de chl. de platine	$Pt + Cl^4 + 2HCl$ diss	409,9	//	+ 84,3
Chlorure palladeux	$Pd + Cl^2$	177,5	+ 40,5	//
Bichlorure de palladium et de potassium	$Pd + Cl^4 + 2KCl$	397,7	+ 77,1	//

Formation des bromures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Br gazeux. Sel solide.	Br gazeux. Sel dissous.	Br liquide. Sel solide.	Br liquide. Sel dissous.
Bromure de potassium	K + Br	119,1	+ 99,3	+ 94,1	+ 95,6	+ 90,4
Tribromure de potassium	K Br + Br^2	279,1	+ 10,3	//	+ 2,9	+3,5 à +2,7 (K Br. diss.)
Bromure de sodium	Na + Br	103	+ 89,8	+ 89,5	+ 86,1	+ 85,8
Bromhydr. de brom. de sod.	H Br + m Na Br	81+103m	+ 10,8	//	//	//
Bromure de lithium	Li + Br	87	+ 83,9	+ 95,2	+ 80,2	+ 91,5
Id. d'ammonium	Az + H^4 + Br	98	+ 70,1	+ 65,7	+ 66,4	+ 62,0
Id. de calcium	Ca + Br^2	200	+148,7	+173,2	+141,3	+165,8
Id. de strontium	Sr + Br^2	247,5	+165,5	+181,6	+158,1	+174,2
Bromure de baryum	Ba + Br^2	297,1	A+ 46,6	A+ 51,6	A+ 39,2	A+ 44,2
Perbromure de baryum	$BaBr^2$diss.+Br^4	617,1	//	+ 19,6	//	+ 4,8
Bromure de magnésium	Mg + Br^2	184	+128,7	+172,0	+121,3	+164,6
Bromure de manganèse	Mn + Br^2	215	//	+114,4	//	+107,0
Sesqui-	Mn + Br^3	295	//	//	//	+109,0
Bromure ferreux	Fe + Br^2	216	//	+ 85,9	//	+ 78,5
Id. ferrique	Fe^2 + Br^6	592	//	+212,1	//	+190,9
Bromure de cobalt	Co + Br^2	218,7	//	+ 80,8	//	+ 73,4
Id. de nickel	Ni + Br^2	218,8	//	+ 79,7	//	+ 72,3
Id. de zinc	Zn + Br^2	225	+ 83,4	+ 98,8	+ 76,0	+ 91,4
Id. de cadmium	Cd + Br^2	272	+ 80,2	+ 79,8	+ 76,5	+ 76,1
Id. cuivrique	Cu + Br^2	223,3	+ 40,1	+ 48,3	+ 32,7	+ 40,9
Id. d'aluminium	Al^2 + Br^6	534	+265,9 ou 122 × 3	+436,8 ou 145,6×2	+243,9 ou 81,3 × 3	+414,6 ou 138,2 × 3
Id. de plomb	Pb + Br^2	366,9	+ 73,7	+ 63,7	+ 66,3	+ 56,3
Bromure de thallium (proto)	Tl + Br	284	+ 45,1	//	+ 41,4	//
Id. de thallium (per.)	Tl + Br^3	444	//	+ 67,9	//	+ 56,8
Bromure mercureux	Hg^2 + Br	280	+ 28,2	//	+ 24,0	//
Id. mercurique	Hg + Br^2	360	+ 48,0	+ 44,6	+ 40,6	+ 37,2
Bromhydrate de brom. de mercure	$HgBr^2$ diss. + 4 HBr diss.	//	//	//	//	+ 6,4

Formation des bromures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Br gazeux. Sel solide.	Br gazeux. Sel dissous.	Br liquide. Sel solide.	Br liquide. Sel dissous.
Bromure d'argent amorphe.	$Ag + Br$......	187,9	+ 23,7 puis + 27,1	.. " ..	+ 20,0 puis + 23,4	... "
Id. d'argent cristallisé.	.... "	" ..	+ 27,1	.. " ..	+ 23,4	... "
Bromure aurique...........	$Au + Br^3$......	437 .	+ 20,5	+ 16,7	+ 9,4	+ 5,6
Bromure de Pt et K (proto).	$Pt + Br^2 + 2KBr$	593,1	+ 42,2	+ 31,4	+ 31,6	+ 20,8
Id. id. (bi-)...	$Pt + Br^4$......	514,9	+ 57,2	+ 67,1	+ 42,4	+ 52,3
Bromure palladeux.........	$Pd + Br^2$......	266,5	+ 32,8	.. " ..	+ 24,9	... "

Formation des iodures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			I GAZEUX.		I SOLIDE.	
			Sel solide.	Sel dissous.	Sel solide.	Sel dissous.
Iodure de potassium	$K + I$	166,1	+ 87,0	+ 81,8	+ 80,2	+ 75,0 −0,8 à
Triiodure	$KI + I^2$	420,1	+ 13,6	//	0,0	−0,3 (KI diss.)
Iodure de sodium	$Na + I$	150	+ 75,9	+ 77,2	+ 69,1	+ 70,4 −0,8
Triiodure	$NaI + I^2$	404	//	//	//	(NaI diss. conc.)
Iodure de lithium	$Li + I$	134	+ 68,0	+ 82,9	+ 61,2	+ 76,1
Id. d'ammonium	$Az + H^4 + I$	145	+ 57,0	+ 53,4	+ 50,2	+ 46,6
Id. de calcium	$Ca + I^2$	294	+120,9	+148,6	+107,3	+135,0
Id. de baryum	$Ba + I^2$	391,1	A + 16,3	A + 26,6	A + 2,7	A + 13,0
Id. de strontium	$Sr + I^2$	341,5	+136,5	+157,0	+122,9	+143,4
Id. de magnésium	$Mg + I^2$	278	+ 97,6	+147,4	+ 84,0	+133,8
Id. de manganèse	$Mn + I^2$	309	//	+ 89,8	//	+ 76,2
Id. ferreux	$Fe + I^2$	310	//	+ 61,3	//	+ 47,7
Id. ferrique	$Fe^2 + I^6$	874	//	+139,1	//	+ 98,5
Id. de cobalt	$Co + I^2$	312,7	//	+ 54,3	//	+ 40,7
Id. de nickel	$Ni + I^2$	312,8	//	+ 55,1	//	+ 41,5
Id. de zinc	$Zn + I^2$	319	+ 62,9	+ 74,2	+ 49,3	+ 60,6
Id. de cadmium	$Cd + I^2$	366	+ 62,5	+ 61,5	+ 48,9	+ 47,9
Id. d'aluminium	$Al^2 + I^6$	816,0	+181,4 ou +60,5×3	+359,4 ou +119,8×3	+140,6 ou +46,9×3	+318,6 ou +106,2×3
Id. de plomb	$Pb + I^2$	460,9	+ 53,4	//	+ 39,8	//
Id. de thallium	$Tl + I$	331	+ 37,0	//	+ 30,2	//
Id. cuivreux	$Cu + I$	190,3	+ 23,7	//	+ 16,9	//
Id. mercureux (vert)	$Hg + I$	327	+ 21,1	//	+ 14,3	//
Id. mercurique rouge	$Hg + I^2$	454	+ 38,8	//	+ 25,2	//
Iodure mercurique jaune	//	//	+ 35,8	//	+ 22,2	//

Formation des iodures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. I gazeux. Sel solide.	I gazeux. Sel dissous.	I solide. Sel solide.	I solide. Sel dissous.
Iodure d'argent amorphe..	Ag + I	234,9	+ 15,6 puis + 21,0	.. // ..	+ 8,6 puis + 14,2	... //
Id. d'argent cristallisé.	..... //	. // .	+ 21,0	.. // ..	+ 14,2	... //
Iodure platinique	$Pt + I^4$	702,9	+ 43,6	.. // ..	+ 17,4	... //
Id. palladeux (précipité).	$Pd + I^2$	360,5	+ 27,0	.. // ..	+ 13,4	... //

Formation des fluorures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Fluorure de potassium	K + F	58,1	+118,1	+114,5
Fluorhydrate	KF + HF gaz	78,1	+ 21,1	+ 15,1
	KF diss. + HF diss.	//	//	— 0,3
	KF + 2 HF gaz	98,1	+ 35,2	+ 27,2
	KF + 3 HF	118,1	+ 47,1	+ 38,5
Fluosilicate	Si F⁴ + 2 KF	220,2	+ 52,8	//
Fluorure de sodium	Na + F	42	+110,7	+110,1
Fluorhydrate	Na F + HF gaz	62	+ 17,1	+ 10,9
	Corps dissous	//	//	— 0,3
Fluosilicate	Si F⁴ + 2 Na F	188	+ 35,4	//
Fluorure de lithium	Li + F	26	//	+115,8
Fluosilicate	Si F⁴ + 2 Li F	156	+ 25,2	+ 27,0
Fluorure d'ammonium	Az + H⁴ + F	37	+ 88,0	+ 86,5
Fluosilicate	Si F⁴ + 2 Am F	178	+ 35,4	+ 27,0
Fluorure de calcium	Ca + F²	78	+218,4 pr.	//
Fluorure de strontium	Sr + F²	125,5	+225,8 pr.	//
Fluorure de baryum	Ba + F²	175,1	A + 95,5 pr.	A + 93,4
Fluorure de magnésium	Mg + F²	62	+210,7 pr.	//
Fluorure de manganèse	Mn + F²	93	//	+155,5
Fluorure ferreux	Fe + F²	94	//	+127,1
Fluorure ferrique	Fe² + F⁶	226	//	+335,1 ou +111,7 × 3
Fluorure de cobalt	Co + F²	96,7	//	+122,2
Fluorure de nickel	Ni + F²	96,8	//	+120,8
Fluorure de zinc	Zn + F²	103	//	+140,0
Fluorure de cadmium	Cd + F²	150	//	+123,5
Fluorure cuivrique	Cu + F²	101,3	//	+ 89,6
Fluorure d'aluminium	Al² + F⁶	168	//	+558
Fluorure de plomb	Pb + F²	244,9	+107,6 pr.	//
Fluorure de thallium	Tl + F	223	//	+ 52,0
Fluorure d'argent	Ag + F	126,9	+ 23,2	+ 26,6
Id. id. (proto)	Ag² + F	234,8	+ 23,9	//

Formation des cyanures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Cyanure de potassium...	K + C + Az	65,1	+ 30,1	+ 27,2
	K + Cy	//	+ 67,1	+ 64,2
Cyanure de sodium.....	Na + C + Az	49	+ 22,6	+ 22,1
	Na + Cy	//	+ 59,5	+ 59,0
Cyanure d'ammonium...	Az + H^4 + C + Az	44	+ 2,3	— 2,1
	Az + H^4 + Cy	//	+ 39,2	+ 34,8
Cyanure de calcium....	Ca + C^2 + Az^2	92	//	+ 28,4
	Ca + Cy^2	//	//	+112,2
Cyanure de strontium...	Sr + C^2 + Az^2	139,5	//	+ 47,0
	Sr + Cy^2	//	//	+120,9
Cyanure de baryum....	Ba + C^2 + Az^2	189,1	A — 85,1	A — 83,3
	Ba + Cy^2	//	A — 11,2	A — 9,4
Ac. ferrocyanhydrique..	Fe + H^4 + C^6 + Az^6	216	—122.0	—121,6
	Fe + H^4 + Cy^6	//	+ 99,7	+100,1
	(Fe + Cy^2) + 4 H Cy liq...	//	+ 40,9	+ 51,3
	» + 4 H Cy gaz..	//	+ 63,7	//
	» + 4 H Cy diss..	//	//	+ 49,7
Ferrocyanure K	Fe + K^4 + C^6 + Az^6	368,4	+137,2	+125,2
	Fe + K^4 + Cy^6	//	+358,9	+346,9
	(Fe + Cy^2) + 4 K Cy sol...	//	+ 90,5	+ 78.5
	» + 4 K Cy diss..	//	//	+ 90,1
Ferrocyanure ferrique.. (bleu de Prusse).	Fe^7 + C^{18} + Az^{18}	860	—317,0 préc. hydr.	//
	Fe^7 + Cy^{18} = $(Cy^6Fe)^3Fe^4$..	//	+348,1	//
Ac. ferricyanhydrique..	2 Fe + 6 H + 12 C + 12 Az..	430	//	—294,9
	2 Fe + 6 H + 12 Cy	//	//	+148,5
	(Fe^2 + Cy^6) + 6 H Cy diss..	//	//	+ 72,9
Ferricyanure K........	2 Fe + 6 K + 12 C + 12 Az..	658,6	+109,5	+ 80,7
	2 Fe + 6 K + 12 Cy	//	+552,9	+524,1
	(Fe^2 + Cy^6) + 6 K Cy sol..	//	+150.3	//
	» + 6 K Cy diss..	//	//	+138,9
Cyanure de zinc.......	Zn + C^2 + Az^2	117	— 27,9 (pr.)	//
	Zn + Cy^2	//	+ 56,0	//
Cyanure de cadmium...	Cd + C^2 + Az^2	164	— 35,2 (pr.)	//
	Cd + Cy^2	//	+ 37,7	//
Cyanure de mercure....	Hg + C^2 + Az^2	252	— 62,5	— 65,5
	Hg + Cy^2	//	+ 11,4	+ 8,4
Cyanure d'argent.. ...	Ag + C + Az	133,9	— 34,0	//
	Ag + Cy	//	+ 3,0	//
Cyanure de palladium..	Pd + C^2 + Az^2	158,5	— 52,6	//
	Pd + Cy^2	//	+ 21,3	//

Formation des sulfures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Sulfure de potassium	$K^2 + S$	110,2	+103,5	+113,5
Polysulfure	$K^2 + S^4$	206,2	+118,6	+119,4
	$K^2S + S^3$	//	+ 15,1	//
Sulfhydrate	$K + S + H$	72,1	+ 64,5	+ 65,3
	$K^2S + H^2S$	72,1×2	+ 20,7 ou + 10,3 × 2	+ 7,7 (1)
Sulfure de sodium	$Na^2 + S$	78	+ 89,3	+104,3
	$Na^2 + S^2$	110	//	+105,2
	$Na^2 + S^3$	142	//	+107,0
Polysulfure	$Na^2 + S^4$	174	+ 99,0	+108,8
	$Na^2S + S^3$	//	+ 9,7	+ 4,5
Sulfhydrate	$Na + S + H$	56	+ 56,3	+ 60,7
	$Na^2S + H^2S$	56 × 2	+ 18,5 ou 9,2 × 2	+ 7,6 (1)
Sulfure de lithium	Li^2S	46	//	+115,4
Sulfure d'ammonium	$(Az + H^4)^2 + S$	68	//	+ 57,7
Sulfhydrate d'ammonium	$Az + H^5 + S$	51	+ 40,0	+ 36,7
Bisulfure d'ammonium	$Az + H^4 + S^2$	82	+ 34,5	+ 30,4
Autre sulfure d'ammon	$Az^2 + H^8 + S^5$	196	+ 69,4 ou 34,7 × 2	//
Tétrasulfure	$Az + H^4 + S^4$	146	+ 34,8	//
Sulfure de calcium	$Ca + S$	72	+ 90,8	+ 97,1
Sulfure de strontium	$Sr + S$	119,5	+ 99,3	+106,7
Sulfure de baryum	$Ba + S$	169,1	A — 30,9	A — 23,6
Sulfure de magnésium	$Mg + S$	56	+ 79,4	//
Sulfure de manganèse	$Mn + S$	87	+ 45,6 (pr.)	//
Sulfure de fer	$Fe + S$	84	+ 24,0 (pr.)	//
Sulfure de cobalt	$Co + S$	90,7	+ 21,9 (pr.)	//
Sulfure de nickel	$Ni + S$	90,8	+ 19,5 (pr.)	//
Sulfure de zinc	$Zn + S$	97	+ 43,0 (pr.)	//

(1) Composants dissous.

Formation des sulfures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	dissous.
Sulfure de cadmium	$Cd + S$	144	+ 34,4 (pr.)	"
Sulfure cuivreux	$Cu^2 + S$	158,6	+ 20,3 (?)	"
Sulfure cuivrique	$Cu + S$	95,3	+ 10,1 (pr.)	"
Sulfure de plomb	$Pb + S$	238,9	+ 20,3 (pr.)	"
Sulfure de thallium	$Tl^2 + S$	440	+ 21,7 (pr.)	"
Sulfure de mercure noir	$Hg + S$	232	+ 10,6	"
Sulfure de mercure rouge (cinabre)	$Hg + S$	232	+ 10,9	"
Sulfure d'argent	$Ag^2 + S$	247,8	+ 3,0 (pr.)	"

Formation des séléniures (sélénium métallique).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ solide.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ dissous.
Séléniure de potassium	K^2+Se	157,2	+79,6	+87,9
Sélénhydrate	$K+H+Se$	119,1	"	+39,5
	K^2Se+H^2Se	119,1×2	"	+ 7,0 (1)
Séléniure de sodium	Na^2+Se	181	+60,0	+78,6
Sélénhydrate	$Na+Se+H$	103	"	+35,3
Séléniure de lithium	Li^2+Se	93	+5[illegible]	+93,7
Sélénhydrate d'ammonium	$Az+H^5+Se$	98	+17,8	+12,8
Séléniure de calcium	$Ca+Se$	119	+58,0	"
Séléniure de strontium	$Sr+Se$	166,5	+67,6	"
Séléniure de baryum	$Ba+Se$	216,1	A —63,5	"
Séléniure de manganèse	$Mn+Se$	134	+21,6 crist.	"
			+22,4 préc.	"
Séléniure de fer	$Fe+Se$	135	+16,0 crist.	"
			+15,2 préc.	"
Séléniure de cobalt	$Co+Se$	137,7	+13,9 préc.	"
			+ 9,9 crist.	"
Séléniure de nickel	$Ni+Se$	137,8	+ 9,9 crist.	"
			+14,7 préc.	"
Id. de zinc	$Zn+Se$	144	+29,6 crist.	"
			+30,3 préc.	"
Id. de cadmium	$Cd+Se$	191	+14,3 crist.	"
			+23,7 préc.	"
Id. cuivreux	Cu^2+Se	205,6	+ 8,0 crist.	"
Id. cuivrique	$Cu+Se$	142,3	+17,3 préc.	"
Id. de plomb	$Pb+Se$	285,9	+17,0 préc.	"
			+14,3 crist.	"
Id. de thallium	Tl^2+Se	487	+ 8,3 crist.	"
			+13,4 préc.	"
Id. de mercure	$Hg+Se$	279	+ 6,3 préc.	"
Id. d'argent	Ag^2+Se	294,8	+ 2,0 préc.	"

(1) Composants dissous.

Formation des tellurures (tellure cristallisé).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR dégagée.
Tellurure de zinc	Te + Zn	192	+31,0
Tellurure de cadmium	Te + Cd	239	+16,6
Tellurure cuivreux	$Te + Cu^2$	253,6	+ 8,4
Tellurure de plomb	Te + Pb	333,9	+ 6,2
Tellurure de thallium	$Te + Tl^2$	535	+10,6

Formation des carbures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR dégagée.
Carbure de sodium (acétylène)	$C^2 + Na^2$	70	− 9,8
Carbure de calcium (acétylène)	$C^2 + Ca$	64	− 7,25
Carbure de manganèse	$C + Mn^3$	177	+ 9,9

Amalgames et alliages.

FORMULE du composé.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE par l'union des éléments. MERCURE. solide.	liquide.	AMALGAME dissous dans Hg.
$Hg^{12}K$ cristallisé	2439	+27,9	+34,6	+25,6
$Hg^{4}K$ solide	839	+27,5	+29,7	//
$Hg^{6}Na$ cristallisé	1223	+18,5	+21,9	+19,0
$Hg^{4}Na$ solide	823	+19,0	+21,1	//
$Hg^{7}Na^{4}$ solide	1492	+57,2 ou 14,3×4	+61,1 ou 15,3×4	//

FORMULE du composé.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE par l'union des éléments : MÉTAUX. solides.	liquides.
$Na^{2}K$ liquide	85,1	+ 1,5	+ 3,5
NaK liquide	62,1	+ 3,2	+ 4,3
NaK^{2} liquide	101,2	+ 8,3	+10,2
NaK^{3} liquide	140,3	+10,2	+12,7

Hydrures et azotures.

FORMULES.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE par l'union des éléments.
LiH sol.	8	+ 17,5
$Pt^{30}H^{2}$	5849	+ 33,9
$Pt^{30}H^{3}$	5850	+ 42,0
$AzLi^{3}$	35	+ 37,3
$Az^{3}Hg^{2}$	442	−144,6
$AzH^{2}Na$	39	+ 33,5
{ $AzH^{3}Na$	40	+ 17,4
{ AzH^{3} gaz + Na sol	//	+ 5,2
{ $AzH^{3}K$	561	+ 18,5
{ $AzH^{3}K$ gaz + K sol	//	+ 6,3

FORMATION DES OXYSELS PAR LES ÉLÉMENTS.

Oxysels du chlore.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	Sel dissous.
HYPOCHLORITES.				
ClOK	Cl + O + K	90,6	//	+ 89,35
	KCl + O	//	//	— 11,85 (1)
ClONa	Cl + O + Na	74,5	//	+ 84,7
	NaCl + O	//	//	— 11,9 (1)
Cl^2O^2Ba	$Cl^2 + O^2 + Ba$	240,1	//	A + 41,8
	$BaCl^2 + O^2$	//	//	— 23,8
CHLORATES.				
ClO^3K	$Cl + O^3 + K$	122,6	+ 93,8	+ 83,8
	$KCl + O^3$	//	— 11,9	— 17,4 (1)
ClO^3Na	$Cl + O^3 + Na$	106,5	+ 84,8	+ 79,2
	$NaCl + O^3$	//	— 13,1	— 17,4 (1)
Cl^2O^6Ba	$Cl^2 + O^6 + Ba$	304,1	A + 37,8	A + 31,1
			ou $(\frac{1}{2}A + 18,9) \times 2$	//
	$BaCl^2 + O^6$	//	— 25,9	— 33,5 (1)
Cl^2O^6Cu	$Cl^2 + O^6 + Cu$	230,3	//	+ 28,6
	$CuCl^2 + O^6$	//	//	— 33,5 (1)
PERCHLORATES.				
ClO^4K	$Cl + O^4 + K$	138,6	+ 113,5	+ 101,4
	$KCl + O^4$	//	+ 7,8	+ 0,3 (1)
	$ClO^3K + O$	//	+ 19,7	//
ClO^4Na	$ClO^4 + Na$	122,5	+ 100,3	+ 96,8
	$NaCl + O^4$	//	+ 2,4	+ 0,2 (1)
Cl^2O^8Ba	$Cl^2 + O^8 + Ba$	336,1	A + 68	A + 66,2
			ou $(\frac{1}{2}A + 34) \times 2$	//
	$BaCl^2 + O^8$	//	+ 4,3	+ 1,3 (1)

(1) Chlorure dissous.

Oxysels du brome.

FORMULE.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
		HYPOBROMITES.		
BrOK	Br liq. + O + K	135,1	"	+ 86,8
	Br gaz	"	"	+ 90,5
	KBr + O	"	"	— 3,6 (¹)
Br²O²Ba	Br liq. + O + K	329,1	"	A + 35
	BaBr² + O	"	"	— 9,2 (¹)
		BROMATES.		
BrO³K	Br liq. + O³ + K	167,1	+ 84,3	+ 74,4
	Br gaz	"	+ 88,0	+ 78,1
	KBr + O³	"	— 11,3	— 16,0 (¹)

(¹) Bromure dissous.

Oxysels de l'iode.

FORMULE.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
	IODATES.			
IO^3K	I sol. + O^3 + K	214,1	+126,1	+120,1
	I gaz	"	+132,9	+126,9
	KI + O^3	"	+ 45,9	— 45,5 (¹)
	PERIODATES.			
IO^4K	I sol. + O^4 + K	230,1	"	+107,7
	I gaz	"	"	+114,5
	KI + O^4	"	"	+ 32,7 (¹)
	IO^3K + O	"	"	— 12,4 (²)
$I^2O^7 . 2K^2O$	I^2 sol. + O^9 + K^4	"	"	+423,6
	I^2 gaz	554,4	"	+437,2

(¹) Iodure dissous. — (²) Iodate dissous.

Oxysels du soufre.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
	SULFATES.			
SO^4K^2	$S + O^4 + K^2$	174,2	+344,3	+337,7
	$SO^3K^2 + O$	//	+ 71,1	+ 63,1 (¹)
	$K^2S + O^4$	//	+240,8	+224,2 (²)
SO^4KH	$S + O^4 + K + H$	136,8	+276,1	+272,9
	$KHS + O^4$	//	+211,6	+207,6 (²)
$S^2O^7K^2$ (pyrosulf.)	$S^2 + O^7 + K^2$	254,2	+474,2	//
	$S^2O^6K^2 + O$	//	+ 60,9	//
	$S^2O^5K^2 + O^2$	//	+104,0	//
	$S^2O^3K^2 + O^4$	//	+202,0	//
	$K^2S^2 + O^7$	//	+366 env.	//
SO^4Na^2	$S + O^4 + Na^2$	142	+328,1	+328,5
	$SO^3Na^2 + O$	//	+ 66,7	//
	$Na^2S + O^4$	//	+238,8	+224,2 (²)
SO^4NaH	$S + O^4 + Na + H$	120	+269,1	+268,3
	$NaHS + O^4$	//	+212,8	+207,6 (³)
SO^4Li^2	$S + O^4 + Li^2$	110	+333,5	+339,6
	$LiS + O^4$	//	+250,5	+235,9 (³)
SO^4Am^2	$S + O^4 + Az^2 + H^8$	132	+283,5	+281,1
	$SO^3Am^2 + O$	//	+ 68,0	//
SO^4AmH	$S + O^4 + Az + H^5$	115	+244,6	+245,1
	$AmHS + O^4$	//	+204,6	+208,4 (³)
SO^4Ca	$S + O^4 + Ca$	136	+317,4	+321,8
	$CaS + O^4$	//	+226,6	+224,7 (⁴)
SO^4Sr	$S + O^4 + Sr$	184,5	+330,2	//
	$SrS + O^4$	//	+230,9	//

(¹) Sulfite dissous.
(²) Sulfure dissous.
(³) Sulfhydrate dissous.
(⁴) Sulfure dissous.

Oxysels du soufre (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE — Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE — Sel dissous.
	SULFATES (*suite*).			
SO^4Ba	$S + O^4 + Ba$	233,1	A +206	//
	$BaS + O^4$	//	+236,9	//
SO^4Mg	$S + O^4 + Mg$	120	+300,9	+321,1
	$MgS + O^4$	//	+221,5	//
SO^4Mn	$S + O^4 + Mn$	151	+249,4	+263,2
	$MnS + O^4$	//	+203,8	+217,6
SO^4Fe	$S + O^4 + Fe$	152	//	+234,9
	$FeS + O^4$	//	//	+210,9
$3SO^3.Fe^2O^3$	$S^2 + O^{12} + Fe^2$	400	//	+650,5 ou +216,8×3
SO^4Co	$S + O^4 + Co$	154,7	//	+228,9
	$CoS + O^4$	//	//	+207,0
SO^4Ni^2	$S + O^4 + Ni$	154,8	//	+228,7
	$NiS + O^4$	//	//	+209,3
SO^4Zn	$S + O^4 + Zn$	161	+229,6	+248,0
	$ZnS + O^4$	//	+186,6	+205,0
SO^4Cd	$S + O^4 + Cd$	208	+219,9	+231,6
	$CdS + O^4$	//	+185,5	+197,2
SO^4Cu	$S + O^4 + Cu$	159,3	+181,7	+197,5
	$CuS + O^4$	//	+171,6	+187,4
$3SO^3.Al^2O^3$	$S^3 + O^{12} + Al^2$	342	//	+879,7
SO^4Pb	$S + O^4 + Pb$	302,9	+215,7	//
	$PbS + O^4$	//	+195,4	//
SO^4Tl^2	$S + O^4 + Tl^2$	504	+221,8	+213,5
	$Tl^2S + O^4$	//	+200,1	+191,8
SO^4Hg	$S + O^4 + Hg$	296	+165,1	//
	$HgS + O^4$	//	+154,6	//
SO^4Hg^2	$S + O^4 + Hg^2$	496	+175,0	//
SO^4Ag^2	$S + O^4 + Ag^2$	311,8	+167,1	+162,6
	$Ag^2S + O^4$	//	+164,1	+159,6

Oxysels du soufre (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
	HYPOSULFATES.			
	$S^2 + O^6 + K^2$	238,2	+413,3	+400,3
$^2O^6K^2$	$S^2O^3K^2 + O^3$	″	+141,1	+133,1 (¹)
	$S^2O^5K^2 + O$	″	+ 43,1	+ 41,5 (²)
	$S^2 + O^6 + Na^2$	206	+396,7	+391,3
$^2O^6Na^2$	$S^2O^3Na^2 + O^3$	″	+140,4	″
	$S^2O^5Na^2 + O$	″	+ 49,3	″
$^2O^6Mn$	$S^2 + O^6 + Mn$	215	″	+325,9
	PERSULFATES.			
	$S^2 + O^8 + K^2$	270,2	+454,5	+440,0
	$S^2O^3K^2 + O^5$	″	+182,3	″
$^2O^8K^2$	$S^2O^5K^2 + O^3$	″	+ 84,3	″
	$S^2O^6K^2 + O^2$	″	+ 41,2	″
	$S^2O^7K^2 + O$	″	− 19,7	″
$S^2O^8Am^2$	$S^2 + O^8 + Az^2 + H^4$	226	+392,9	+383,2
S^2O^8Ba	$S^2 + O^8 + Ba$	327,1	″	A +303,1
	SULFITES.			
SO^3K^2	$S + O^3 + K^2$	158,2	+273,2	+274,6
	$K^2S + O^3$	″	+169,7	+161,1
SO^3KH	$S + O^3 + K + H$	120,1	″	+211,3
$S^2O^5K^2$ (pyro.)	$S^2 + O^5 + K^2$	222,2	+370,2	+358,8
SO^3Na^2	$S + O^3 + Na^2$	126	+261,4	+263,9
	$Na^2S + O^3$	″	+172,1	+159,0 (³)
$S^2O^5Na^2$ (pyro.)	$S^2 + O^5 + Na^2$	190	+347,4	+342,6
SO^3Am^2	$S + O^3 + Az^2 + H^8$	148	+215,5	+214,0
$S^2O^5Am^2$ (pyro.)	$S^2 + O^5 + Az + H^8$	212	+302,1	+295,8
SO^3Mg	$S + O^3 + Mg$	104	+282,0	″

(¹) Hyposulfite dissous. — (²) Hyposulfate dissous. — (³) Sulfure dissous.

Oxysels du soufre (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
		HYPOSULFITES.		
$S^2O^3K^2$	$S^2 + O^3 + K^2$	190,2	+272,2	+267,2
	$SO^3K^2 + S$	//	— 1,0	//
$S^2O^3Na^2$	$S^2 + O^3 + Na^2$	158	+256,3	+258,0
	$SO^3Na^2 + S$	//	— 5,1	//
S^2O^3Pb	$S^2 + O^3 + Pb$	318,9	+145,6	//
		TRITHIONATES.		
$S^3O^6K^2$	$S^3 + O^6 + K^2$	270,2	+409,7	+396,7
	$S^2O^6K^2 + S$	//	— 3,6	— 3,6 (1)
$S^3O^6Na^2$	$S^3 + O^6 + Na^2$	238	//	+387,5
		TÉTRATHIONATES.		
$S^4O^6K^2$	$S^4 + O^6 + K^2$	302,2	+398,1	+385,1
	$S^2O^6K^2 + S^2$	//	— 15,2	— 15,2 (1)
	$S^3O^6K^2 + S$	//	— 11,6	//
	$K^2S^4 + O^6$	//	+179,5	//
$S^4O^6Na^2$	$S^4 + O^6 + Na^2$	270	//	+375,8
		PENTATHIONATES.		
$S^5O^6K^2$	$S^5 + O^6 + K^2$	334,2	//	+390,1

(1) Hyposulfate dissous.

Oxysels du sélénium (sélénium métallique).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	Sel dissous.
		SÉLÉNITES.		
$Se O^3 Na^2$	$Se + O^3 + Na^2$	173	"	+234,5
		SÉLÉNIATES.		
$Se O^4 Na^2$	$Se + O^4 + Na^2$	189	"	+260
$Se O^4 Na H$	$Se + O^4 + Na + H$	167	"	+200,9

Oxysels de l'azote.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
		HYPOAZOTITES.		
$Az^2O^2K^2$	$Az^2 + O^2 + K^3$	138,2	//	+116,2
$Az^2O^2Ag^2$	$Az^2 + O^2 + Ag^2$	276,8	− 34,4	//
		AZOTITES.		
AzO^2K	$Az + O^2 + K$	85,1	//	+ 88,9
AzO^2Am	$Az^2 + O^2 + H^4$	64	+ 65,0	+ 60,3
Az^2O^4Ba	$Az^2 + O^4 + Ba$	229,1	A + 46,2	A + 40,7
			($\frac{1}{2}$ A + 23,1) × 2	//
AzO^2Ag	$Az + O^2 + Ag$	153,9	+ 11,3	+ 2,5
		AZOTATES.		
AzO^3K	$Az + O^3 + K$	101,1	+119,0	+110,7
	$AzO^2K + O$	//	//	+ 21,8
AzO^3Na	$Az + O^3 + Na$	85	+110,7	+106,0
AzO^3Li	$Az + O^3 + Li$	69	+111,4	+111,7
AzO^3Am	$Az^2 + O^3 + H^4$	80	+ 88,6	+ 82,4
	$AzO^2Am + O$	//	+ 23,6	+ 22,2 (1)
Az^2O^6Ca	$Az^2 + O^6 + Ca$	164	+202	+206,0
			+101 × 2	//
Az^2O^6Sr	$Az^2 + O^6 + Sr$	211,5	+219,9	+214,8
			+100 × 2	//
Az^2O^6Ba	$Az^2 + O^6 + Ba$	261,1	A + 93,8′	A + 84,5
			ou ($\frac{1}{2}$ A + 46,9) × 2	//
	$Az^2O^4Ba + O^2$	//	+ 47,6	+ 43,8 (1)
			ou + 23,8 × 2	ou + 21,9 × 2
Az^2O^6Mg	$Az^2 + O^6 + Mg$	148	//	+204,9
Az^2O^6Mn	$Az^2 + O^6 + Mn$	179	//	+146,7
Az^2O^6Fe	$Az^2 + O^6 + Fe$	176	//	+119,0
$3Az^2O^5.Fe^2O^8$	$3Az^2 + 3O^6 + Fe^2$	484	//	+314,3

(1) Azotite dissous.

Oxysels de l'azote (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
AZOTATES (*suite*).				
z^2O^6Co	Az^2+O^6+Co	182,7	//	+113,8
z^2O^6Ni	Az^2+O^6+Ni	182,8	//	+112,6
z^2O^6Zn	Az^2+O^6+Zn	189	//	+131,7
z^2O^6Cd	Az^2+O^6+Cd	236	//	+115,5
z^2O^6Cu	Az^2+O^6+Cu	187,3	//	+ 81,3
z^2O^6Pb	Az^2+O^6+Pb	330,9	+105,4	+ 97,2
zO^3Tl	$Az+O^3+Tl$	266	+ 58,1	+ 48,1
z^2O^6Hg	Az^2+O^6+Hg	324	//	//
	$Az^2+O^6+Hg^2+\frac{1}{2}H^2O$ liq	//	+ 57,5	//
$z^2O^6Hg^2$	$Az^2+O^6+Hg^2+2H^2O$ liq.	524	//	+ 69,4
zO^3Ag	$Az+O^3+Ag$	169,9	+ 28,7	+ 23,0
	AzO^2Ag+O	//	+ 17,4	//
	$\frac{1}{2}Az^2O^2Ag^2+O^2$	//	+ 45,2	//

Oxysels du phosphore.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
HYPOPHOSPHITES.				
PO^2NaH^2	$P + O^2 + Na + H^2$	88	//	+201,6
$P^2O^4BaH^4$	$P^2 + O^4 + Ba + H^4$	267,1	//	A +277,8
PHOSPHITES.				
PO^3Na^2H	$P + O^3 + Na^2 + H$	126	+353,4	+344,3
PO^3NaH^2	$P + O^3 + Na + H^2$	104	+286,4	+287,1
PYROPHOSPHITES.				
$P^2O^5Na^2H^2$	$P^2 + O^5 + Na^2 + H^2$	190	+599	+599,3
PHOSPHATES.				
PO^4K^3	$P + O^4 + K^3$	192,3	//	+483,6
PO^4K^2H	$P + O^4 + K^2 + H$	152,2	//	+429,2
PO^4KH^2	$P + O^4 + K + H^2$	116,1	+374,4	+369,55
PO^4Na^3	$P + O^4 + Na^3$	164	+452,4	+469,8
PO^4Na^2H	$P + O^4 + Na^2 + H$	142	+414,9	+420,0
	$PO^3Na^2H + O$	//	+ 61,5	//
PO^4NaH^2	$P + O^4 + Na + H^2$	120	//	+365,0
PO^4Am^3	$P + O^4 + Az^3 + H^{12}$	149	//	+403
PO^4Am^2H	$P + O^4 + Az^2 + H^9$	132	//	+375 ou +371,5 (selon les états)
PO^4AmH^2	$P + O^4 + Az + H^6$	115	//	+341,2
$P^2O^8Ca^3$	$P^2 + O^8 + Ca^3$	310	+913,6 à +919,2 (456,8 à 459,6) × 2	// //
$P^2O^8Sr^3$	$P^2 + O^8 + Sr^3$	452,5	+943,2 à +947,0 (471,6 à 473,5) × 2	// //

Oxysels du phosphore.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	Sel dissous.
			PHOSPHATES (*suite*).	
$P^2O^8Ba^3$	$P^2 + O^8 + Ba^3$	601,3	$3A + 551,5$; $\frac{3}{2}A + 275,7 \times 2$ colloïdal	"
		"	$3A + 568,9$; $\frac{3}{2}A + 284,4 \times 2$ crist.	"
$P^2O^8Mg^3$	$P^2 + O^8 + Mg^3$	262	$+910,6$; $+455,3 \times 2$ coll.	"
$P^2O^8Mg^2H^2$	$P^2 + O^8 + Mg^2 + H^2$	240	$+827,2$	"
$P^2O^8Mg^2(AzH^4)^2$	$P^2 + O^8 + Mg^2 + Az^2 + H^8$	274	$+898,8$	"
$P^2O^8Mn^3$	$P^2 + O^8 + Mn^2$	355	$+737,5$; $+368,7 \times 2$ coll.	"

Borates et silicates.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	Sel dissous.
			BORATES.	
$B^4O^7Na^2$	$B^4 + O^7 + Na^2$	202	$+748,1$	$+758,3$
			SILICATES (*en admettant pour* $Si + O^2$ *la valeur relative à l'hydrate*).	
SiO^3Ca	Si crist. $+ O^3 + Ca$	116	$+344,4$ anh.	"
SiO^3Fe	Si crist. $+ O^3 + Fe$	132	$+254,6$ anh.	"
SiO^3Mn	Si crist. $+ O^3 + Mn$	131	$+275,9$ anh.	"

Oxysels de l'arsenic.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	Sel dissous.
			ARSÉNIATES.	
AsO^4K^3	$As + O^4 + K^3$	236,3	//	+396,2
AsO^4K^2H	$As + O^4 + K^2 + H$	196,2	//	+339,8
AsO^4KH^2	$As + O^4 + K + H^2$	160,1	+284,0	+279,1
AsO^4Na^3	$As + O^4 + Na^3$	208	//	+382,4
AsO^4Na^2H	$As + O^4 + Na^2 + H$	186	//	+330,6
AsO^4NaH^2	$As + O^4 + Na + H^2$	164	//	+274,5
$As^2O^8Ca^3$	$As^2 + O^8 + Ca^3$	398	+732,8 ou +366,4×2	// //
$As^2O^8Sr^3$	$As^2 + O^8 + Sr^3$	540,5	+761 ou +380,6×2	// //
$As^2O^8Ba^3$	$As^2 + O^8 + Ba^3$	689,3	3 A+495,8	//
$As^2O^8Mg^3$	$As^2 + O^8 + Mg^3$	350	+712,6 ou +356,3×2 } crist.	// //
			ARSÉNITES.	
$As^2O^4Na^2$	$As^2 + O^4 + Na^2$	260	//	+318,7

Oxysels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
CARBONATES.				
CO^3K^2	$C + O^3 + K^2$	138,2	+278,8	+285,3
CO^3KH	$C + O^3 + K + H$	100,1	+233,3	+228,0
CO^3Na^2	$C + O^3 + Na^2$	106	+270,8	+276,4
CO^3NaH	$C + O^3 + Na + H$	84	+227,0	+222,7
CO^3Am^2	$C + O^3 + Az^2 + H^8$	96	//	+221,6
$CO^2.2AzH^3$	$C + O^2 + Az^2 + H^6$	78	+158	//
CO^3AmH	$C + O^3 + Az + H^5$	79	+205,3	+199,0
CO^3Ca	$C + O^3 + Ca$	100	+269,1 préc.	//
			+270,5 spath.	//
			+270,8 arrag.	//
CO^3Sr	$C + O^3 + Sr$	147,5	+278,1 amorphe	//
			+279,2 crist.	//
CO^3Ba	$C + O^3 + Ba$	197,1	A +149,6 crist.	//
			A +149,1 amorphe	//
CO^3Mg	$C + O^3 + Mg$	84	+266,6 préc.	//
CO^3Mn	$C + O^3 + Mn$	115	+208,6 crist.	//
			+207,0 amorphe	//
			+212,7 naturel	//
CO^3Fe	$C + O^3 + Fe$	116	+178,8 préc.	//
			+184,5 crist.	//
CO^3Zn	$C + O^3 + Zn$	125	+194,2 préc.	//
CO^3Cd	$C + O^3 + Cd$	172	+179,9 préc.	//
CO^3Cu	$C + O^3 + Cu$	123,3	+142,8 préc.	//
CO^3Pb	$C + O^3 + Pb$	266,9	+166,7 crist.	//
CO^3Ag^2	$C + O^3 + Ag^2$	275,8	+117 préc. à +120,5 état final	//

Oxysels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
		FORMIATES.		
$CHKO^2$	$C + H + K + O^2$	84,1	+164,0	+163,1
	$CO + KHO$	"	+ 33,3	"
$CHNaO^2$	$C + H + Na + O^2$	68	+159	+158,5
	$CO + NaHO$	"	+ 30,2	"
$CHAmO^2$	$C + H^5 + Az + O^2$	63	+137,5	+134,6
$(CHO^2)^2Ca$	$C^2 + H^2 + Ca + O^4$	130	+309,5	+310,2
			ou +154,7 × 2	"
$(CHO^2)^2Sr$	$C^2 + H^2 + Sr + O^4$	177,5	+318,2	+318,8
			ou +159,1 × 2	"
$(CHO^2)^2Ba$	$C^2 + H^2 + Ba + O^4$	227,1	A+191,6	A+189,2
			ou ½A+ 95,8	"
$(CHO^2)^2Mn$	$C^2 + H^2 + Mn + O^4$	145	+144,8	+149,1
			ou + 72,4 × 2	"
$(CHO^2)^2Zn$	$C^2 + H^2 + Zn + O^4$	155	+235,7	+239,7
			ou +117,8 × 2	"
$(CHO^2)^2Cu$	$C^2 + H^2 + Cu + O^4$	153,3	+184,6	+185,1
			ou + 92,7 × 2	"
$(CHO^2)^2Pb$	$C^2 + H^2 + Pb + O^4$	296,9	+207,6	+200,6
			ou +103,8 × 2	"

Oxysels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
ACÉTATES.				
$C^2H^3KO^2$	$C^2 + H^3 + K + O^2$	98,1	+175,7	+179,0
$C^2H^3NaO^2$	$C^2 + H^3 + Na + O^2$	82	+170,3	+174,4
$C^2H^3AmO^2$	$C^2 + H^7 + Az + O^2$	77	+150,2	+150,5
$(C^2H^3O^2)^2Ca$	$C^4 + H^6 + Ca + O^4$	158	+335,0 ou +167,5 × 2	+342,6 "
$(C^2H^3O^2)^2Sr$	$C^4 + H^6 + Sr + O^4$	205,5	+345,6 ou +172,8 × 2	+351,2 "
$(C^2H^3O^2)^2Ba$	$C^4 + H^6 + Ba + O^4$	255,1	A +215,9 ou ½ A +108,0 × 2	A +221,1 "
$(C^2H^3O^2)^2Mn$	$C^4 + H^6 + Mn + O^4$	173	+153,4 ou + 76,7 × 2	+165,7 "
$(C^2H^3O^2)^2Fe$	$C^4 + H^6 + Fe + O^4$	174	"	+137,3
$3C^4H^6O^3.Fe^2O^3$	$3C^4 + 3H^6 + Fe^2 + 3O^4$	466	"	+718,7
$(C^2H^2O^2)^2Co$	$C^4 + H^6 + Co + O^4$	176,7	"	+219,4
$(C^2H^3O^2)^2Zn$	$C^4 + H^6 + Zn + O^4$	183	+267,4 ou +133,7 × 2	+277,2 "
$(C^2H^3O^2)^2Cu$	$C^4 + H^6 + Cu + O^4$	181,3	+213,9 ou +107 × 2	+216,3 "
$(C^2H^3O^2)^2Pb$	$C^4 + H^6 + Pb + O^4$	324,9	+231,1 ou +115,5 × 2	+232,5 "
$(C^2H^3O^2)^2Hg$	$C^4 + H^6 + Hg + O^4$	318	+196,9 ou + 98,4 × 2	+193,1 "
$(C^2H^3O^2)^2Hg^2$	$C^4 + H^6 + Hg^2 + O^4$	518	+202,1 ou +101,0	" "
$C^2H^3O^2.Ag$	$C^2 + H^3 + Ag + O^2$	166,9	+ 95,6	+ 91,3

Oxysels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel dissous.
OXALATES.				
$C^2K^2O^4$	$C^2 + K^2 + O^4$	162,2	+324,7	+320
C^2KHO^4	$C^2 + K + H + O^4$	128,1	+266,9	+257,3
$C^2Na^2O^4$	$C^2 + Na^2 + O^4$	134	+315	+310,7
C^2NaHO^4	$C^2 + Na + H + O^4$	112	+258,2	+252,6
$C^2Am^2O^4$	$C^2 + Az^2 + H^8 + O^4$	124	+270,1	+262,1
C^2CaO^4	$C^2 + Ca + O^4$	128	+312,9 préc.	//
C^2SrO^4	$C^2 + Sr + O^4$	175,5	+319,9 préc.	//
C^2BaO^4	$C^2 + Ba + O^4$	225,1	A +187,8	//
C^2MnO^4	$C^2 + Mn + O^4$	143	+250,5 préc.	+250,5
$(C^2O^3)^3.Fe^2O^3$	$3C^2 + Fe^2 + 3O^4$	376	//	+606,8
C^2ZnO^4	$C^2 + Zn + O^4$	153	+234,8 préc.	//
C^2PbO^4	$C^2 + Pb + O^4$	294,9	+205,3 préc.	//
C^2HgO^4	$C^2 + Hg + O^4$	288	+161,9	//
$C^2Ag^2O^4$	$C^2 + Ag^2 + O^4$	303,8	+155,7	//
CYANATES.				
CAzKO	C + Az + K + O	81,1	+102,5	+97,3
	Cy + K + O	//	+139,5	+134,3
	CyK + O	//	+72,4	+70,1 (1)
CAzNaO	C + Az + Na + O	49	+101,7	+96,9
	Cy + Na + O	//	+64,7	+59,9
	CyNa + O	//	+79,1	+74,8 (1)
CAzAmO	$C + Az^2 + K^4 + O$	60	//	+68,9
	$Cy + Az + H^4 + O$	//	//	+105,9
	CyAm + O	//	//	+71 (1)
CAzAgO	C + Az + Ag + O	49,9	+23,1	//
	Cy + Ag + O	//	+60,1	//
	CyAg + O	//	+51,1	//

(1) Cyanure dissous.

Oxysels et sulfosels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Sel solide.	Sel dissous.
	CYANURATES.			
$C^3Az^3K^3O^3$	$C^3+Az^3+K^3+O^3$	243,3	"	+319,2
$C^3Az^3K^2HO^3$	$C^3+Az^3+K^2+H+O^3$	205,2	+262,9	+254,3
$C^3Az^3KH^2O^3$	$C^3+Az^3+K+H^2+O^3$	167,1	+227,4	+218,8
$C^3Az^3Na^3O^3$	$C^3+Az^3+Na^3+O^3$	195	+306,7	+301,8
$C^3Az^3Na^2HO^3$	$C^3+Az^3+Na^2+H+O^3$	173	+261,8	+260,0
$C^3Az^3NaH^2O^3$	$C^3+Az^3+Na+H^2+O^3$	151	+217,1	+216,6
$C^3Az^3Am^3O^3$	$C^3+Az^6+H^{12}+O^3$	180	"	+188,9
$C^3Az^3Am^2HO^3$	$C^3+Az^5+H^9+O^3$	163	"	+211,5
$C^3Az^3AmH^2O^3$	$C^3+Az^4+H^6+O^3$	146	"	+233,5
	SULFOCYANATES.			
CAzKS	C + Az + K + S	97,1	+ 49,7	+ 43,6
	Cy + K + S	"	+ 86,7	+ 80,6
	CyK + S	"	+ 19,6	+ 16,4 (¹)
CAzNaS	C + Az + Na + S	81	"	+ 39,2
	Cy + Na + S	"	"	+ 76,2
CAzAmS	$C+Az^2+H^4+S$	76	+ 20,7	+ 15,0
	$Cy+Az+H^4+S$	"	+ 57,7	+ 52,0
	Cy Am + S	"	+ 18,4	+ 17,1 (¹)
$(CAzS)^2Pb$	$C^2+Az^2+Pb+S^2$	326,9	+ 6,1	"
	Cy^2+Pb+S^2	"	+ 43,1	"
$(CAzS)^2Hg$	$C^2+Az^2+Hg+S^2$	316	— 50,2	"
	Cy^2+Hg+S^2	"	+ 23,2	"
	Cy^2Hg+S^2	"	+ 12,3	"
CAzSAg	C + Az + Ag + S	165,9	— 21,9 préc.	"
	Cy + Ag + S	"	+ 15,1	"
	Cy Ag + S	"	+ 12,1	"

(¹) Cyanure dissous.

Isomérie. — États allotropiques des éléments.

NOMS.	ÉLÉMENTS.	ÉTATS ALLOTROPIQUES.	CHALEUR DÉGAGÉE. L'état allotropique étant : gazeux.	liquide.	solide.
Oxygène...	3O changé en.......	O^3 (Oz^2 : ozone) = 48......	−30,7	... //	.... //
Soufre....	S = 32 octaédrique, ou normal, changé en..........	Soufre prismatique.........	... //	... //	... −0,15
		Soufre amorphe insoluble (obtenu par trempe).......... à 18°	... //	... //	 0,0
		à 112°	... //	... //	absorption de chaleur
		Soufre amorphe soluble.....	... //	... //	... −0,16
		Soufre mou...............	... //	... //	−0,8; variable
	S gazeux normal en..	S^3 gaz, à 448°............	... //	... //	...... //
Sélénium...	Se = 79, métallique changé en..........	Se amorphe ou vitreux.....	... //	... //	... −5,7
	Se gazeux normal....	Se^3 gaz..................	... //	... //	...... //
Tellure.....	Te = 127, cristallisé changé en..........	Te amorphe............ ..	... //	... //	... +24,2
Phosphore..	P = 31.............	Phosphore rouge, états multiples, formés les uns avec dégagement de chaleur, les autres avec absorption.			
Arsenic....	As = 75, cristallisé changé en As amorphe....... Il existe plusieurs états amorphes de l'arsenic.		... //	... //	... −1,0
Bore.......	B = 11. — États multiples......................		... //	... //	...... //
Silicium....	Si = 28, cristallisé changé en Si amorphe........		... //	... //	... −6,9
Carbone....	C = 12. — Les états solides de cet élément sont polymérisés. Carbone diamant changé en graphite.		... //	... //	... −0,50
	» en carbone amorphe.		... //	... //	... −3,34
	Graphite en carbone amorphe......................		... //	... //	... −2,84
	La transformation du carbone actuel en carbone gazeux, monomère, absorberait une quantité de chaleur supérieure à :..................		... //	... //	... −34,0
	et même à...........................		... //	... //	... −42,1
Manganèse.	Mn = 55. — Le métal extrait de son amalgame à basse température changé en Mn fondu..........		... //	... //	... +3,5
	Le même métal chauffé préalablement au rouge sombre et changé en Mn fondu................		... //	... //	... +3,1
Or.........	États isomériques de l'or (*voir* t. II, p. 377, 379).				
Platine.....	États isomériques du platine (*voir* t. II, p. 382)..				

NOMS.	FORMULE de l'état initial.	POIDS.	ÉTAT FINAL.	CHALEUR DÉGAGÉE. Le composé final étant : gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
Bihydrure de carbone	$(CH^2)^2$	14×2	$(CH^2)^3$ propylène	+ 5,2	"	"	"
Protohydrure de carbone.	$(CH)^2$	13×2	$(CH)^6$ benzine	+162	"	"	"
			$(CH)^8$ styrolène	+208 env.	"	"	"
Peroxyde d'azote	AzO^2	46	$2AzO^2$	+12,8	"	"	"
Anhydride phosphorique.	P^2O^5 cristallisé	142	$n\,P^2O^5$ pulvérulent	"	"	+ 6,6	"
Anhydride arsénieux	As^2O^5 crist. prismatique	198	As^2O^3 vitreux	"	"	+ 1,2	"
			As^2O^3 opaque	"	"	+ 1,2	"
Oxyde d'antimoine	Sb^2O^3 prismatiq. ou amorphe	292	Sb^2O^3 octaédrique	"	"	+ 1,2	"
Sulfure d'antimoine	Sb^2S^3 précipité rouge	340	Sb^2S^3 noir crist.	"	"	0,0	"
Acide silicique	États cristal. et amorphes.	60	"	"	"	"	"
Acide formique	CH^2O^2 gaz	46	$2CH^2O^2$ gaz	+14,4 env.	"	"	"
Acide acétique	$C^2H^4O^2$ gaz	60	$2C^2H^4O^2$ gaz	+14,4	"	"	"
Chlorure cyanique	CAzCl gaz	61,5	$C^3Az^3Cl^3$	"	"	+ 86,1	"
Acide cyanique	CAzHO dissous	43	$C^3Az^3H^3O^3$	"	"	"	+50,9
Cyanate potassique	CAzKO dissous	81,1	$C^3Az^3K^3O^3$	"	"	"	+27,1
Cyanate sodique	CAzNaO dissous	55	$C^3Az^3Na^3O^3$	"	"	+ 1,0	+10,8
Cyanate ammonique	CAzAmO dissous	60	$C^3Az^3Am^3O^3$	"	"	"	+27,0
Cyanate ammonique	»	"	Urée	"	"	"	+ 8,3
Sulfocyanate ammonique.	CAzAmS	76	Urée sulfurée	"	"	+ 9,8	+ 9,8 (1)
Cyanamide	CAz^2H^2	42	$2CAz^2H^2$	"	"	+ 14,7	"
			$3CAz^2H^2$	"	"	+ 46,5	"

(1) État dissous.

Isomérie. — Corps composés (*suite*).

NOMS.	FORMULE de l'état initial.	POIDS.	ÉTAT FINAL.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé final étant : gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
Carbonate de chaux	CO^3Ca amorphe	100	CO^3Ca crist. spath	//	//	+ 1,4	//
			» arragonite	//	//	+ 1,7	//
Phosphate de chaux	$P^2O^8Ca^3$ gélatineux	310	états divers	//	//	varie de 0 à 5,6	//
Phosphate de strontiane	$P^2O^8Sr^3$ gélatineux	452,5	états divers	//	//	varie de 0 à 3,8	//
Carbonate de strontiane	CO^3Sr amorphe	147,5	CO^3Sr cristallisé	//	//	+ 1,1	//
Phosphate de baryte	$P^2O^8Ba^3$ amorphe	601,2	$P^2O^8Ba^3$ crist.	//	//	+ 17,4	//
Carbonate de manganèse	CO^3Mn amorphe	115	CO^3Mn crist.	//	//	+ 1,6	//
Oxyde de chrome hydraté	$Cr^2O^3\alpha + nH^2O$	152,2	$Cr^2O^3\beta + n'H^2O$	//	//	− 1,2	//
			$Cr^2O^3\gamma + n''H^2O$	//	//	//	//
			Cr^2O^3 modifié par les alcalis	//	//	+ 13,8	//
Chlorure chromique	$Cr^2Cl^6.13H^2O$ crist. vert	//	$Cr^2Cl^6.13H^2O$ crist. gris	//	//	− 5,2	//
	» dissous (vert)	//	» diss. (violet)	//	//	//	+18,8
Bromure chromique	$Cr^2Cl^6.12H^2O$ crist. vert	//	$Cr^2Br^6.12H^2O$ crist. bleu	//	//	− 4,3	+23,0
	» dissous	//	» dissous	//	//	//	//
Sulfate chromique vert	$Cr^2O^2.3SO^3.8H^2O$ solide	//	$Cr^2O^3.3SO^3.16H^2O$ violet	//	//	//	//
	» dissous	//	» dissous	//	//	//	+23,15
Séléniure Mn	SeMn amorphe ou crist. (²)	//	//	//	//	//	− 0,8
» Fe	SeFe »	//	//	//	//	//	+ 0,8
» Co	SeCo »	//	//	//	//	//	− 4,0
» Ni	SeNi »	//	//	//	//	//	− 4,8
» Zn	SeZn »	//	//	//	//	//	− 0,7
» Tl^2	$SeTl^2$ »	//	//	//	//	//	− 6,1
» Cd	SeCd »	//	//	//	//	//	− 9,4
» Pl	SePb »	//	//	//	//	//	+ 2.7

(¹) α saturé 6 HCl; β saturé 5 HCl. (²) La différence entre les deux réactions employées laisse donc ces chiffres, relatifs aux séléniures, en partie incertains.

Oxyde de zinc hydraté en ZnO anhydre	+1,3
Oxyde de cuivre anhydre, obtenu à basse température, en CuO calciné.	+2,0
Oxyde ferrique soluble dans les acides, Fe^2O^3, en oxyde colloïdal...	»
Alumine soluble dans les acides, Al^2O^3, changée en alumine colloïdale	»
Oxyde de mercure jaune, HgO, changé en oxyde rouge	0,0
Iodure mercurique jaune, HgI^2, en HgI^2 rouge	+3,0
Chlorure mercurique, $HgCl^2$, fondu en $HgCl^2$ crist	+0,8
Bromure mercurique, $HgBr^2$, fondu en $HgBr^2$ crist	+0,6
Chloroiodure mercurique, $HgCl^2HgI^2$, récemment fondu, changé avec le temps	+6,4
Sulfure mercurique, HgS, noir en cinabre rouge	+0,3
Bromure d'argent, AgBr, précipité. État initial changé dans l'état final. (Ce dernier répond au même chiffre que l'état cristallisé).	+3,4
Iodure d'argent, AgI. De l'état initial à l'état final. (Ce dernier répondant à l'état cristallisé hexagonal).	+5,6
AgI hexagonal changé en cubique	—1,5
Carbonate d'argent, CO^3Ag: état initial changé en état final.	>3,5

Hydrates.

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
	ANHYDRIDES.		
Anh. iodique	I^2O^5 crist. + H^2O solide	$2\,IO^3H$ crist.	+ [illegible],3
Anh. sulfurique	SO^3 sol. + H^2O sol	SO^4H^2 sol	+18,9
Anh. pyrosulfurique	SO^3 sol. + SO^4H^2 liq.	$S^2O^7H^2$ liq.	+ 0,9
	$S^2O^7H^2$ liq. + H^2O liq.	$2\,SO^4H^2$ liq.	+ 18,5
Pyrosulfate	$S^2O^7K^2$ + H^2O sol	$2\,SO^4KH$	+ 8,6
Anh. azotique	Az^2O^5 sol. + H^2O sol	$2\,AzO^3H$ crist	+ [illegible]
	Az^2O^5 liq. + H^2O liq.	$2\,AzO^3H$ liq.	+10,6
	Az^2O^5 gaz + H^2O gaz	$2\,AzO^3H$ gaz	+10,6
Ac. pyrophosphoreux	$P^2O^5H^4$ dissous + H^2O liq.	$2\,PO^3H^3$ dissous	+ 4,9
Pyrophosphite	$P^2O^5Na^2H^2$ + H^2O sol	$2\,PO^3NaH^2$	+ 3,5
Anh. phosphorique	P^2O^5 + $2\,H^2O$ liq. + eau	$P^2O^6H^2$ (ac. métaph. diss.) (mélangé d'autres hydrates)	+ 35,6
Anh. arsénique	As^2O^5 solide + $3\,H^2O$ sol	$2\,AsO^4H^3$ solide	+ 2,6
Anh. borique	B^2O^3 solide + $3\,H^2O$ sol	$B^2O^6H^6$ crist.	+17,3
Anh. formique	CO gaz + H^2O liq.	CH^2O^2 liq.	+ 6,4
	CO gaz + H^2O gaz à 100°	CH^2O^2 gaz (mêlé de $C^2H^4O^4$)	+12,5
	» à 200°	CH^2O^2 gaz	+ 6,0
Oxyde de potassium	K^2O solide + H^2O sol	$2\,KOH$ solide	+ 40,6
Oxyde de sodium	Na^2O sol. + H^2O sol	$2\,NaOH$ solide	+34,0
Oxyde de lithium	Li^2O sol. + H^2O sol	"	+12,9
Oxyde de thallium	Tl^2O + H^2O sol	"	+ 1,8
Oxyde de calcium	CaO + H^2O sol	CaO, H^2O	+13,7
Oxyde de strontium	SrO + H^2O sol	"	+ 15,7
Oxyde de baryum	BaO + H^2O sol	"	+16,[illegible]
Oxyde de magnésium	MgO + eau liq	MgO hydraté	+ 5,4

OBSERVATION. — On admet que la solidification d'une molécule d'eau H^2O, à +15°, dégagerait : $+1^{Cal},295$ (t. II, p. 25).

Hydrates.

COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ cristallisé.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ liquide.
HYDRATES DES GAZ.		
Cl^2 gaz + $5H^2O$ liq.	+14,3	//
» + $5H^2O$ solide, à 0°	+ 7,1	//
HCl + $2H^2O$ liq.	+14,1	+11,6
HCl + $6,5H^2O$ liq.	//	+16,5
HBr + $2H^2O$ liq.	+16,9	+13,9
HBr + $4,5H^2O$ liq.	//	+17,5
HI + $3H^2O$ liq.	//	+15,6
HI + $4,5H^2O$ liq.	//	+17,0
AzH^3 + H^2O liq.	//	+ 7,56
Az^2O gaz + $6H^2O$ liquide	+14,6	//
» + $6H^2O$ solide, à 0°	+ 6,0	//
CO^2 gaz + $6H^2O$ liq.	+15,0	//
» $6H^2O$ solide, à 0°	+ 6,4	//
HYDRATES DES OXACIDES.		
ClO^4H liq. + H^2O liq.	+12,6	+ 8,6
ClO^4H liq. + $2H^2O$ liq.	//	+15,0
SO^4H^2 sol. + H^2O solide	+ 7,5	//
SO^4H^2 liquide + H^2O liquide	//	+ 6,1
$C^3Az^3H^3O^3$ sol. + H^2O liq.	+ 3,7	//
AzO^3H liq. + $2H^2O$ liquide	//	+ 2,3

Hydrates.

HYDRATES SECONDAIRES DES BASES.
(Eau solide.)

KOH solide + H^2O	+ 7,6
KOH solide + $2H^2O$	+12,8
NaOH solide + H^2O	+ 1,9
$SrO, H^2O + 8H^2O$	+14,3
$BaO.H^2O + 8H^2O$	+13,9
$BaO^2 + 10H^2O$	+ 5,3
$BaO^2 + H^2O^2$	+ 8,9

HYDRATES DE SULFURES ET ANALOGUES.
(Eau solide.)

$K^2S^4 + \frac{1}{2}H^2O$	+ 1,7
$K^2S + 5H^2O$	+ 8,7
$K^2S + 2H^2O$	+ 3,6
$Na^2S + 4\frac{1}{2}H^2O$	+14,2
$Na^2S + 5H^2O$	+15,1
$Na^2S + 9H^2O$	+20,0
$Na^2Se + 4\frac{1}{2}H^2O$	+20,7
$Na^2Se + 9H^2O$	+17,6
$Na^2Se + 16H^2O$	+19,0

Hydrates salins.

CHLORURES ET SELS HALOÏDES.

(Eau solide.)

$. 2H^2O$	$+ 2,0$
$+ 2H^2O$	$+ 1,55$
$- 2H^2O$	$+ 2,7$
$Cy + \frac{1}{2}H^2O$	$- 0,15$
$Cy + 2H^2O$	$+ 1,3$
$+ 6H^2O$	$+14,0$
$^2 + 6H^2O$	$+17,8$
$+ 8H^2O$	$+17,3$
$+ 6H^2O$	$+10,6$
$^2 + 6H^2O$	$+15,5$
$+ 7H^2O$	$+15,9$
$^2 + 2H^2O$	$+ 4,6$
$^2 + 2H^2O$	$+ 6,5$
$+ 7H^2O$	$+ 8,1$
$Cy^2 + H^2O$	$+ 2,6$
$Cy^2 + 2H^2O$	$+ 1,8$
$I^2 + 6H^2O$	$+24,9$
$^2 + 4H^2O$	$+11,4$
$I^2 + 4H^2O$	$+ 9,3$
$Cl^2 + H^2O$	$+ 6,9$
$Cl^2 + 2H^2O$	$+12,0$
$^2Cl^6 + 5H^2O$	$+14,9$
$^2Cl^6 + 12H^2O$	$+36,5$
$FeK^4 + 3H^2O$	$+ 1,0$

$CoCl^2 + 6H^2O$	$+13,4$
$NiCl^2 + 6H^2O$	$+12,6$
$CdCl^2 + H^2O$	$+ 1,4$
$CdCl^2 + 2H^2O$	$+ 3,0$
$CdBr^2 + 4H^2O$	$+ 2,5$
$CuCl^2 + 2H^2O$	$+ 4,3$
$SnCl^2 + 2H^2O$	$+ 3,0$
$SnCl^4.2KCl + H^2O$	$+ 8,7$
$PbI^2.2KI + 2H^2O$	$+ 2,0$
$3PbI^2.4KI + 6H^2O$	$+ 4,6$
$HgCl^2.2KCl + H^2O$	$+ 0,3$
$HgCl^2.KCl + H^2O$	$+ 0,5$
$3HgCl^2.4KCl + 3H^2O$	$+ 1,7$
$HgBr^2.KBr + H^2O$	$+ 2,0$
$HgI^2.KI + H^2O$	$- 1,1$
$HgCy^2.KI + \frac{1}{4}H^2O$	$+ 0,1$
$AgF + 2H^2O$	$+ 2,3$
$AuCl^3 + 2H^2$	$+ 3,2$
$PtCl^4 + 5H^2O$	$+14,9$
$PtCl^4.2NaCl + 6H^2O$	$+11,3$

CHLORATES ET ANALOGUES.

$Cl^2O^6Ba + H^2O$	+ 3,5
$Cl^2O^8Ba + 3H^2O$	+ 3,7
$Az^2O^4Ba + H^2O$	+ 1,6
$Az^2O^6Ca + 4H^2O$	+ 6,4
$Az^2O^6Sr + 4H^2O$	+ 2,0

PHOSPHATES ET CONGÉNÈRES.

$PO^4Na^2H + 7H^2O$	+ 7,0
» $+ 12H^2O$	+12,5
$P^2O^7Na^4 + 10H^2O$	+10,6
$PO^3NaH^2 + \frac{5}{2}H^2O$	+ 2,9
$PO^3Na^2H + 5H^2O$	+ 7,2

BORATES.

$B^4O^7Na^2 + 10H^2O$	+21,2

HYPOSULFITES ET CONGÉNÈRES.

$S^2O^3K + H^2O$	− 0,1
$S^2O^4Na + 5H^2O$	+ 6,8
$SO^2K^2 + H^2O$	− 1,0
$SO^3Na^2 + 7H^2O$	+ 4,6
$S^2O^6Na^2 + 2H^2O$	+ 3,7

SULFATES.

$SO^4Na^2 + H^2O$	− 0,1
$SO^4Na^2 + 10H^2O$	+ 5,6
$SO^4Am^2 + H^2O$	− 1,0
$SO^4Li^2 + H^2O$	+ 1,4
$SO^4Ca + H^2O$	+ 2,1
$SO^4Mg + H^2O$	+ 5,5
» $+ 3H^2O$	+11,9
» $+ 6H^2O$	+14,7
$SO^4Mg + 7H^2O$	+13,7
$SO^4Mg.SO^4K^2 + 6H^2O$	+ 7,6
$SO^4Mn + 4H^2O$	+ 6,6
$SO^4Mn + 5H^2O$	+ 7,3
$SO^4Mn.SO^4Na + 2H^2O$	+ 7,4
$SO^4Zn + 7H^2O$	+13,6
$SO^4Cd + H^2O$	+ 3,4
$SO^4Cd + \frac{8}{3}H^2O$	+ 4,5
$SO^4Cu + H^2O$	+ 5,3
$SO^4Cu + 5H^2O$	+12,0
$SO^4Cu.SO^4K^2 + 6H^2O$	+15,2
$SO^4Zn.SO^4K^2 + 6H^2O$	+12,0
$3SO^3.Al^2O^3.6H^2O + 12H^2O$	+32,2

CHROMATES.

$CrO^4Na^2 + 4H^2O$	+ 4,6
$CrO^4Na^2 + 10H^2O$	+ 5,0

CARBONATES.

$CO^3K^2 + 1\frac{1}{2}H^2O$	+ 5,1
$CO^3Na^2 + 10H^2O$	+ 8,8

FORMIATES.

$(CHO^2)^2Sr + 2H^2O$	+ 3,5
$(CHO^2)^2Mn + 2H^2O$	+ 4,6
$(CHO^2)^2Zn + 2H^2O$	+ 3,7
$(CHO^2)^2Cu + 4H^2O$	+ 1,1

ACÉTATES.

$C^2H^3NaO^2 + 3H^2O$	+ 4,8
$(C^2H^3O^2)^2Sr + \frac{1}{2}H^2O$	− 0,4
$(C^2H^3O^2)^2Ca + H^2O$	+ 0,3
$(C^2H^3O^2)^2Ba + 3H^2O$	+ 2,1
$(C^2H^3O^2)^2Mn + 4H^2O$	+ 5,5
$(C^2H^3O^2)^2Zn + H^2O$	+ 1,5
» $+ 2H^2O$	+ 4,0
$(C^2H^3O^2)^2Cu + H^2O$	+ 0,3
$(C^2H^3O^2)^2Pb + 3H^2O$	+ 3,0

OXALATES.

$C^2K^2O^4 + H^2O$	+ 1,[illegible]
$C^2Na^2O^4 + H^2O$	+ 2,[illegible]
$C^2Am^2O^4 + H^2O$	+ 2,[illegible]

Sels acides.

HYDRACIDES.

CHLORHYDRATES ET ANALOGUES.

.gaz + nNaBr solide........	.. +10,8
' + KF....................	.. +21,1
.IF + KF..................	.. +35,2
.IF + KF..................	.. +47,1
+ NaF....................	.. +17,1
l^2 + 2 HCl + 7 H^2O sol......	.. +31,1
.+ HI + 5 H^2O sol..........	.. +16,8
I + HI + 7 H^2O sol.........	.. +12,5
l^2 diss. + 2 HCl diss.	.. + 1,0
$3r^2$ diss. + 4 HBr diss. (selon dil.)	+ 5,4 à + 6,4
^{2} crist. rouge + 4 HI diss.....	.. + 5,6
l^3 diss. + HCl diss..........	.. + 4,6
$3r^3$ diss. + HBr diss..........	.. + 7,7

CHLORHYDRATES ET ANALOGUES (*suite*).

$PtCl^4$ diss. + 2 HCl diss.	.. + 5,2
$PtCl^4$ sol. + 2 HCl diss.	.. +24,8
$PtBr^4$ sol. + 2 HBr diss.	.. +18,3
» diss....................	.. + 8,4
$PtCl^2$ sol. + 2 HCl diss.	.. + 4,5

FLUOSILICATES.

SiF^4 + 2 KF.................	.. +52,8
SiF^4 + 2 NaF................	.. +35,4
SiF^4 + 2 LiF................	.. +25,2
SiF^4 + 2 AmF................	.. +35,4

SULFHYDRATES ET ANALOGUES.

$H^2S + K^2S = 2\,KHS$............	.. +13,1
$H^2Se + K^2Se = 2\,KHSe$.........	...... //
$H^2S + Na^2S = 2\,NaHS$.........	.. +18,5

OXACIDES.

ACIDES MONOBASIQUES.

$II + IO^3K = I^2O^6KH$.........	.. + 3,3
H^4O^2 sol. + $C^2H^3NaO^2$.......	.. + 0,1
$C^2H^3O^2 + C^2H^3NaO^2$.........	.. + 5,5
H^4O^2 diss. + $(C^2H^3O^2)^2Hg$ diss.	
= sel dissous..................	.. + 1,1
$zO^3H + 3\,AzO^5.Fe^2O^3$, tout diss.	.. + 2,7

CIDES BIBASIQUES. — *Composés d'anhydrides.*

$O^3K^2 + SO^2$ gaz $= S^2O^5K^2$....	.. +27,7
out dissous..................	.. + 6,6

ACIDES BIBASIQUES. — *Composés d'anhydrides* (*suite*).

$SO^3Na^2 + SO^2$ gaz.............	.. +16,7
Tout dissous..................	.. + 2,7
$SO^3Am^2 + SO^2$ gaz............	.. +17,3
Tout dissous..................	.. + 3,2
$SO^4K^2 + SO^3$ gaz $= S^2O^7K^2$....	.. +37,9
Id. sol..............	.. +26,1
$CrO^4K^2 + CrO^3$...............	.. +15,0
Tout dissous..................	.. + 1,4
$CrO^4Am^2 + CrO^3$.............	.. +10,3
Tout dissous..................	.. + 1,8

Sels acides (*suite*).

OXACIDES (*suite*).

ACIDES BIBASIQUES. — SULFATES.

$SO^4K^2 + SO^4H^2$ sol.	+15,0 ou 7,5 × 2
Acide et sels dissous	— 2,0
$SO^4Na^2 + SO^4H^2$ sol.	+17,0 ou 8,5 × 2
Acide et sels dissous	— 1,9
$SO^4Am^2 + SO^4H^2$ sol.	+15,6 ou 7,8 × 2
Acide et sels dissous	— 1,85
$SO^4Mg + SO^4H$. Ac. et sels diss.	— 0,8
$SO^4Mn + SO^4H^2$. Ac. et sels diss.	— 0,9
$SO^4Fe + SO^4H^2$. Ac. et sels diss.	— 0,9
$3\,SO^3.Fe^2O^3 + 3\,SO^4H^2$. Acide et sels dissous	+ 2,8
$SO^4Co + SO^4H^2$. Ac. et sels diss.	— 0,8
$SO^4Ni + SO^4H^2$. Ac. et sels diss.	— 0,8
$SO^4Cu + SO^4H^2$. Ac. et sels diss.	— 0,8

OXALATES.

$C^2K^2O^4 + C^2H^2O^4 = 2\,C^2HKO^4$	+11,5
Tout dissous	— 0,7
$C^2Na^2O^4 + C^2H^2O^4 = 2\,C^2HNaO^4$	+ 3,8
Tout dissous	— 0,7
$C^2KHO^4 + C^2H^2O^4$	+ 3,8

FONCTIONS MIXTES. — CARBONATES.

CO^3K^2 diss. + CO^2 diss. + H^2O = $2\,CO^3KH$ diss.	+ 1,8
CO^3Na^2 diss. + CO^2 diss. + H^2O = $2\,CO^3NaH$ diss.	+ 1,7

GLYCOLATES.

$C^2H^4O^3$ sol. + $C^2H^3NaO^3$ sol.	+ 2,9
$C^2H^4O^3$ sol. + $C^2H^3AmO^3$ sol.	+ 3,9

Sels basiques.

OXYBASES.

$^{2}+3\,CaO$	+ 8,4
$l^{2}+MgO$	+20,0
$^{2}+3\,CuO$	+ 1,3
basiques hydratés (*voir* t. II, 234, 242, 249, 259, 320).	
$l^{2}+PbO$	+ 5,3
$+2\,PbO$	+ 6,6
$+3\,PbO$	+ 6,7
$+PbO$	+ 3,6
$r^{2}+PbO$	+ 3,3
$+2\,PbO$	+ 4,7
$+3\,PbO$	+ 6,3
$l^{2}+HgO$	+ 3,3
$+2\,HgO$	+ 6,3
$+3\,HgO$	+ 8,0
$+4\,HgO$	+10,0
$y^{2}+HgO$	+ 2,6
$Cy^{2}+HgO$	+ 9,4
$l^{2}+ZnO$; $ZnBr^{2}+ZnO$. ydrates (*voir* t. II, p. 306).	

$SO^{4}Hg+2\,HgO$	+10,8
$(AzO^{3})^{2}Hg.\frac{1}{2}H^{2}O+2HgO+\frac{1}{2}H^{2}O$ liq. $=(AzO^{3})^{2}Hg.2\,HgO.H^{2}O$	+ 8,0
$Az^{2}O^{6}Ca+CaH^{2}O^{2}$	+ 2,0
$Az^{2}O^{6}Pb+PbO+H^{2}O$ sol.	+ 6,9
$(C^{2}H^{3}O^{2})^{2}Pb$ diss. $+PbO=$ sel diss.	+ 5,4
$3\,SO^{3}.Fe^{2}O^{3}$ diss. $+Fe^{2}O^{3}$ hydraté.	0,0
$P^{2}O^{8}Ca^{3}+n\,CaO$	+ 1,2
$As^{2}O^{8}Ca^{3}+n\,CaO$	+ 1,1

AMMONIAQUE.

$CaCl^{2}+2\,AzH^{3}$	+28,1
$+4\,AzH^{3}$	+48,6
$+8\,AzH^{3}$	+88,2
$ZnCl^{2}+2\,AzH^{3}$	+44,2
$+4\,AzH^{3}$	+68,0
$+6\,AzH^{3}$	+90,0
$AgCl+3\,AzH^{3}$	+10,6
$2\,AgCl+3\,AzH^{3}$	+11,6

Sels doubles [1].

CHLORURES ET ANALOGUES.	
$CaCl^2 + 2KCl$	+ 2,5
$BaCl^2 + BaBr^2$	+ 4,0
$BaCl^2 + 2KCl$	+ 1,5
$MgCl^2 + KCl$	+ 3,1
$MgCl^2 + 4KCl$	+ 4,1
$PbI^2 + 2KI$	+ 0,9
$3PbI^2 + 4KI$	— 1,0
Sur les acides ferro et ferricyanhydriques, leurs sels et analogues, *voir* t. II, p. 294, 296.	
$SnCl^4$ liq. + $2KCl = SnCl^4.2KCl$.	+22,65
Tout dissous	+19,25
$HgCl^2 + 2KCl$	+ 3,8
Tout dissous	+ 0,8
$HgCl^2 + KCl$	+ 2,4
Tout dissous	+ 0,4
$HgCl^2 + 4KCl$	+ 1,2
$3HgCl^2 + 4KCl$	+ 8,6
$HgBr^2 + KBr$	— 1,0
$HgBr^2$ dis. + 4KBr diss. = sel diss.	+ 4,0
» + 8 KBr diss	+ 5,6
HgI^2 sol. + 6 KI diss	+ 5,6
$HgI^2 + KI$	+ 2,1
$HgCy^2 + 2KCy$	+17,6
Tous corps dissous	+12,4
$HgCl^2 + HgCy^2$	0,0
Tout dissous	+ 0,4
$HgCy^2 + KCl$	+ 1,6
Tout dissous	+ 0,2
$HgCy^2 + KBr$	+ 3,9
Tout dissous	+ 0,5
$HgCy^2 + KI$	+ 6,5
Tout dissous	+ 2,7
Sur les acides mercuro-cyanhydrique, mercuro-iodhydrique, *voir* t. II, p. 355, 358, 362.	

CHLORURES ET ANALOGUES (*suite*).		
$AgBr + KBr$	état initial : AgBr.	+ 2,6
	état final	— 0,4
$AgI + KI$	état initial : AgI.	+ 3,8
	état final	— 1,8
$AgI + 3KI$	état initial : AgI.	+ 4,7
	état final	— 0,9
$AgCy + KCy$ sol		+11,9
+ KCy diss		+ 6,5
Sur l'acide argentocyanhydrique et ses sels, *voir* t. II, p. 374.		
$PtCl^4 + 2KCl$		+30,[illegible]
+ 2 NaCl		+14,1
+ 2 AgCl		+ 7,7
$PtBr^4 + 2KBr$		+16,4
+ 2 NaBr		+ 5,6
+ 2 AgBr		+10,4
$PdBr^2 + 2KBr$		+ 4,0
Sur les acides platinochlorhydrique et analogues, *voir* t. II, p. 385.		
SULFATES.		
$SO^4Na^2 + SO^4Sr$		+ 2,3 à — 1
$SO^4K^2 + SO^4Mg$		+ 8,8
$SO^4Na^2 + SO^4Mg$		+ 4,3
$SO^4K^2 + SO^4Mn$		+ 0,8
$SO^4Na^2 + SO^4Mn$		+ 1,[illegible]
$SO^4K^2 + SO^4Cu$		+ 0,[illegible]
$3SO^3.Fe^2O^3$ diss. + $3SO^4Na^2$ diss.		— 3,7
» + $3SO^4K^2$ diss.		— [illegible],7
HYPOSULFITES.		
$2S^2O^3Na^2 + S^2O^3Pb$		+10,6

[1] Sels doubles préparés par fusion (B. et Ilosv., *A.* [5], XXIX, 295).

FORMATION DES SELS.

Formation des sels : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acide} + \text{base} = \text{sel} + \text{eau} \\ HR + R'OH = RR' + H^2O. \end{array} \right.$

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. — Base dissoute ou hydratée composé: dissous. N = neutralisation.	solide.	Corps non dissous. — Base et sel solides; acide et eau: gazeux.	liquides.	REMARQUES.
		SELS NON OXYGÉNÉS.				
K Cl	H Cl + K OH	+13,7	+18,1	+ 37,3	... ″	
K Br	H Br + K OH	+13,7	+18,9	+ 40,7	... ″	
K I	HI + K OH	+13,7	+18,9	+ 40,3	... ″	
K F	HF + K OH	+16,1	+12,4	+ 26,1	+29,6	
K F. H F	HF + KF	...... −0,3	+ 5,7	+ 17,5	... ″	
$SiF^4 . 2KF$	$SiF^4 + 2KF$	.. ″	″	+ 52,8	... ″	
	$SiF^4 . 2HF + 2KOH$	.. ″ insol.	+44,0	″	... ″	
K Cy	H Cy + K OH	+2,95	+ 5,9	+ 13,8	+18,8	
K^2S	$H^2S + 2KOH$	+ 7,7	− 2,3	+ 6,0	... ″	L'hydrate solide est stable à froid.
K H S	$H^2S + KOH$	+ 7,7	+ 6,9	+ 13,4	... ″	
	$H^2S + K^2S$	...... +7,7	+ 6,1	″	... ″	Les hydrates sont stables à froid.
K^2Se	$H^2Se + 2KOH$	+ 7,5	− 1,0	+ 10,9	... ″	
K H Se	$H^2Se + KOH$	+ 7,2	″	″	... ″	
	$H^2Se + K^2Se$	+ 7,0	″	″	.. ″	

	$SiF^4 + 2NaF$	//		//	$+33,4$	//	
$SiF^4.2NaF$	$SiF^4, 2HF + 2NaOH$	//	insol.	$+35,4$	//	//	
$NaCy$	$HCy + NaOH$	$+2,9$		$+3,4$	$+8,6$	$+13,6$	Les hydrates sont stables à froid.
Na^2S	$H^2S + 2NaOH$	$+7,8$		$-7,2$	$-4,3$	//	
$NaHS$	$H^2S + NaOH$	$+7,7$		$+3,3$	$+7,1$	//	
	$H^2S + Na^2S$		$+7,6$	$-1,2$	//	//	Id.
Na^2Se	$H^2Se + 2NaOH$	$+7,6$		$-11,0$	$-3,5$	//	
$NaHSe$	$H^2Se + NaOH$	$+7,4$		//	//	//	
	$H^2Se + Na^2Se$		$+7,2$	//	//	//	
$LiCl$	$HCl + LiOH$	$+13,85$		$+5,4$	$+17,9$	//	Id.
$LiBr$	$HBr + LiOH$	$+13,8$*		$+2,5$	$+17,6$	//	Id.
LiI	$HI + LiOH$	$+13,8$*		$-0,9$	$+13,6$	//	Id.
LiF	$HF + LiOH$	$+16,4$		//	//	//	
	$SiF^4 + 2LiF$	//		//	$+25,2$	//	
$SiF^4.2LiF$	$SiF^4.2HF + 2LiOH$	$+28,6$ ou $14,3\times2$		$+26,6$	//	//	
Li^2S	$H^2S + 2LiOH$	$+7,7$*		//	//	//	Les hydrates sont stables à froid.
Li^2Se	$H^2Se + 2LiOH$	$+7,6$		//	$-3,6$	//	
$AmCl$	$HCl + AzH^3$	$+12,45$		$+16,5$	//	//	
$AmBr$	$HBr + AzH^3$	$+12,4$		$+16,8$	//	//	
AmI	$HI + AzH^3$	$+12,4$		$+16,0$	//	//	
AmF	$HF + AzH^3$	$+15,2$		$+16,7$	//	//	
$SiF^4.2AmF$	$SiF^4.2HF + 2AzH^3$	$+27,2$ ou $13,6\times2$		$+35,6$	//	//	
$AmCy$	$HCy + AzH^3$	$+1,3$		$+5,7$	//	//	
Am^2S	$H^2S + 2AzH^3$	$+6,2$		//	//	//	
$AmHS$	$H^2S + AzH^3$	$+6,2$		$+9,4$	//	//	
Am^2Se	$H^2Se + 2AzH^3$	$+6,8$		//	//	//	
$AmHSe$	$H^2Se + AzH^3$	$+6,8$		$+12,6$	//	//	

Formation des sels (*suite*): { Acide + base = sel + eau ; $HR + R'OH = RR' + H^2O$.

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. — Base dissoute ou hydratée ; composé dissous. N = neutralisation.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. — Base dissoute ou hydratée ; composé solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Corps non dissous. — Base et sel solides ; acide et eau gazeux.	CHALEUR DÉGAGÉE. Corps non dissous. — Base et sel solides ; acide et eau liquides.	REMARQUES.
		SELS NON OXYGÉNÉS (*suite*).				
$CaCl^2$	$2HCl + CaO.H^2O$	+28,0	+10,5	+26,9	″	
$CaBr^2$	$2HBr + CaO.H^2O$	+28,0*	+ 3,5	+25,1	″	Les hydrates sont stables à froid.
CaI^2	$2HI + CaO.H^2O$	+28,0*	+ 0,3	+21,1	″	Id.
CaF^2	$2HF + CaO.H^2O$	″ préc.	+37,2	+42,4	″	
$CaCy^2$	$2HCy + CaO.H^2O$	+ 6,4	″	″	″	
CaS	$H^2S + CaO.H^2O$	+ 7,8	+ 1,5	−12,2	″	
$CaSe$	$H^2Se + CaO.H^2O$	″	″	−28,2	″	
$SrCl^2$	$2HCl + SrO.H^2O$	+27,6	+16,5	+40,0	″	Id.
$SrBr^2$	$2HBr + SrO.H^2O$	+27,6*	+11,5	+40,2	″	Id.
SrI^2	$2HI + SrO.H^2O$	+27,6*	″	″	″	Id.
SrF^2	$2HF + SrO.H^2O$	″ préc.	+35,8	+48,1	+55,1	
$SrCy^2$	$2HCy + SrO.H^2O$	+ 6,3	″	″	″	
SrS	$H^2S + SrO.H^2O$	+ 7,8	″	− 6,2	″	
$SrSe$	$H^2Se + SrO.H^2O$	″	″	−27,4	″	

Ba S	$H^2S + BaO.H^2O$	+ 7,8	+ 0,5	— 5,9	"	
Ba S. H^2S	2 $H^2S + BaO.H^2O$	+15,7	"	"	"	
	$BaS + H^2S$	+ 7,8	"	"	"	
Ba Se	$H^2Se + BaO.H^2O$	"	"	—28,2	"	
Mg Cl²	2 H Cl + MgO hydr.	+27,4	— 8,1	+ 5,3	"	On admet dans les calculs MgO hydr. = $MgO.H^2O$. Les réactions des corps anhydres, c'est-à-dire calculées avec MgO anhydre, dégagent +16,1 en plus.
	2 H Cl + MgO anh.	+32,8	— 2,7	+21,4	"	
Mg Br²	2 H Br + MgO hydr.	+27,4	+ 15,9	+ 1,7	"	
Mg I²	2 HI + MgO hydr.	+27,4	— 22,4	— 4,6	"	
Mg F²	2 HF + MgO hydr.	" préc.	+ 30,3	+32,5	+39,5	
Mg S	H^2S + MgO hydr.	" sol.	— 10,4	—27,0	"	
Mg S. H^2S	2 H^2S + MgO hydr.	+15,7	"	"	"	
Al^2Cl^6	6 H Cl + Al^2O^3 hydr.	+53,8 ou 9,0×6	— 98,2	—51,6	"	Les hydrates des chlorure, bromure, iodure, sont stables à froid.
Al^2Br^6	6 H Br + Al^2O^3 hydr.	+53,8	—116,8	—62,4	"	
Al^2I^6	6 HI + Al^2O^3 hydr.	+53,8	—124,6	—60,0	"	
Mn Cl²	2 H Cl + MnO hydr.	+23,7	+ 7,7	+21,1	"	On admet dans ce calcul MnO hydr. = $MnO.H^2O$. Les hydrates des chlorure, bromure, iodure, sont stables à froid.
Mn Br²	2 H Br + MnO hydr.	+23,7*	"	"	"	
Mn I²	2 HI + MnO hydr.	+23,7*	"	"	"	
Mn F²	2 HF + MnO hydr.	+28,8	"	"	"	
Mn S	H^2S + MnO hydr.	" préc.	+ 10,1	"	"	
Mn Se	H^2Se + MnO hydr.	" préc.	+ 12,1	"	"	
Cr^2Cl^6	6 H Cl + Cr^2O^3 hydr. (α)	+41,4 bleu	— 30,4	+ 1,6	"	
	4 H Cl + Cr^2O^3 hydr. (α)	+25,0	"	"	"	
	4 H Cl + Cr^2O^3 hydr. (γ)	+20,0	"	"	"	
	4 H Cl + Cr^2O^3 hydr. (β)	+28,2	"	"	"	
Cr^2F^6	6 HF + Cr^2O^3 (état ?)	+50,3	"	"	"	

Formation des sels (*suite*) : { Acide + base = sel + eau ; $HR + R'OH = RR' + H^2O$.

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. — Base dissoute ou hydratée ; composé dissous. N=neutralisation.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. — Base dissoute ou hydratée ; composé solide.	CHALEUR DÉGAGÉE. Corps non dissous. — Base et sel solides ; acide et eau gazeux.	CHALEUR DÉGAGÉE. Corps non dissous. — Base et sel solides ; acide et eau liquides.	REMARQUES.
SELS NON OXYGÉNÉS (*suite*).						
$FeCl^2$	$2HCl + FeO$ hydr.	+21,4	+ 3,5	+16,9	"	On admet dans ce calcul FeO hydraté = $FeO.H^2O$.
Fe^2Cl^6	$6HCl + Fe^2O^3$ hydr.	+33,2	— 30,2	+10,3	"	Varie avec la concentration.
Fe^2Br^2	$2HBr + FeO$ hydr.	+21,4*	"	"	"	
Fe^2Br^6	$6HBr + Fe^2O^2$ hydr.	+33,2*	"	"	"	Les hydrates des chlorures, bromures, iodures de fer, sont stables à froid.
FeI^2	$2HI + Fe^2O$ hydr.	+21,4*	"	"	"	
Fe^2I^6	$6HI + Fe^2O^3$ hydr.	+33,2*	"	"	"	
FeF^2	$2HF + FeO$ hydr.	+26,6	"	"	"	
Fe^2F^6	$6HF + Fe^2O^3$ hydr.	+47,2	"	"	"	
FeS	$H^2S + FeO$ hydr.	" préc.	+14,6	— 2,0	"	
$FeSe$	$H^2Se + FeO$ hydr.	" préc.	+31,1	+19,0	"	
$CoCl^2$	$2HCl + CoO$ hydr.	+21,1	+ 2,8	+16,2	"	On admet $CoO.H^2O$ pour l'oxyde hydraté.
$CoBr^2$	$2HBr + CoO$ hydr.	+21,1*	"	"	"	

Ni Br²	[illegible]	[illegible]				
Ni I²	2 H I + Ni O hydr.	+22,6*	″	″	″	
Ni F²	2 H F + Ni O hydr.	+27,7	″	″	″	
Ni S	H² S + Ni O hydr.	″ préc.	+17,5	+ 0,9	″	
Ni Se	H² Se + Ni O hydr.	″ préc.	+38,0	+25,9?	″	
Zn Cl²	2 H Cl + Zn O hydr.	+19,7	+ 4,1	+17,5	″	Hypothèse semblable.
Zn Br²	2 H Br + Zn O hydr.	+19,7	+ 4,7	+22,1	″	Calculées pour Zn O anhydre; les réactions des corps non dissous dégagent +9,4 en plus.
Zn I²	2 H I + Zn O hydr.	+19,7	+ 8,4	+26,2	″	
Zn F²	2 H F + Zn O hydr.	+24,9	″	″	″	
Zn Cy²	2 H Cy + Zn O hydr.	″ préc.	+16,3	+ 7,1	+17,1	
Zn S	H² S + Zn O hydr.	″ préc.	+19,2	+ 2,6	″	
Zn Se	H² Se + Zn O hydr.	″ préc.	+31,4	+19,3	″	
Cd Cl²	2 H Cl + Cd O hydr.	+20,3	+17,0	+30,4	″	On admet Cd O . H² O dans les calculs.
Cd Br²	2 H Br + Cd O hydr.	+21,6	+21,2	+9,83	″	
Cd I²	2 H I + Cd O hydr.	+24,2	+25,2	+43,0	″	
Cd F²	2 H F + Cd O hydr.	+25,6	″	″	″	
Cd Cy²	2 H Cy + Cd O hydr.	″ préc.	+15,2	+ 6,0	+16,0	
Cd S	H² S + Cd O hydr.	″ préc.	+27,6	+11,0	″	
Cd Se	H² Se + Cd O hydr.	″ préc.	+42,0	+29,9	″	
Cu Cl²	2 H Cl + Cu O + H² O	+15,0	+ 3,9	+17,3	″	On suppose Cu O anhydre préparé à basse température.
Cu Cl	½(2 H Cl + Cu² O + H² O)	″ préc.	+½(17,2)	+10,6	″	Le calcul étant fait sans H² O, il faut ajouter +10,7 aux nombres ci-contre.
Cu Br²	2 H Br + Cu O + H² O	+15,0	+ 6,8	+25,2	″	
Cu I	½(2 H I + Cu O + H² O)	+½(32,8) préc.	″	+20,6	″	
Cu F²	2 H F + Cu O + H² O	+20,3	″	″	″	Avec Cu O calciné, il se dégagerait +2,0 en moins.
Cu S	H² S + Cu O + H² O	″ préc.	+31,9	+15,8	″	
Cu Se	H² Se + Cu O + H² O	″ préc.	+64,4	+52,3	″	Les hydrates de Cu Cl², Cu Br², sont stables.

Formation des sels (*suite*) : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acide + base = sel + eau} \\ HR + R'OH = RR' + H^2O. \end{array} \right.$

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. — Base dissoute ou hydratée ; composé		Corps non dissous. — Base et sel solides; acide et eau		REMARQUES.
		dissous. N = neutralisation.	solide.	gazeux.	liquides.	
		SELS NON OXYGÉNÉS (*suite*).				
$PbCl^2$	$2HCl + PbO + H^2O$	+17,3	+23,3	+36,7	″	Si l'on admet PbO anhydre, sans y ajouter H^2O, tous les chiffres devront être accrus de +10,7.
$PbBr^2$	$2HBr + PbO + H^2O$	−17,3	+27,3	+45,9	″	
PbI^2	$2HI + PbO + H^2O$	″ préc.	+31,6	+49,4	″	
PbF^2	$2HF + PbO + H^2O$	″ préc.	+25,2	+27,4	″	
PbS	$H^2S + PbO + H^2O$	″ préc.	+20,3	+ 3,7	″	
PbSe	$H^2Se + PbO + H^2O$	″ préc.	+48,3	+36,2	″	
TlCl	HCl + TlOH	+13,7	+23,9	+27,5	″	
TlBr	HBr + TlOH	″ préc.	+27,5	+34,0	″	
TlI	HI + TlOH	″ préc.	+31,7	+37,5	″	
TlF	HF + TlOH	+16,4	″	″	″	
Tl^2S	$H^2S + 2TlOH$	″ préc.	$+\frac{1}{2}(41,4)$	+18,8	″	
Tl^2Se	$H^2Se + 2TlOH$	″ préc.	$+\frac{1}{2}(58,5)$	+40,4	″	
$HgCl^2$	$2HCl + HgO + H^2O$	+19,0	+2[illegible],0	+35,4	″	Si l'on fait le calcul avec HgO anhydre seul, sans ajouter H^2O, les chiffres
$HgBr^2$	$2HBr + HgO + H^2O$	+27,4	+30,8	+49,4	″	

Ag Br	$\frac{1}{2}(2\,HBr + Ag^2O + H^2O)$	// insol.	$\frac{1}{2}$(44,8 à 51,6)	$\frac{1}{2}$(65,4 à 76,2)	//	accrus de +10,7.
Ag I	$\frac{1}{2}(2\,HI + Ag^2O + H^2O)$	// insol.	$\frac{1}{2}$(52,8 à 64,0)	$\frac{1}{2}$(70,6 à 81,8)	//	
Ag F	$\frac{1}{2}(2\,HF + Ag^2O + H^2O)$	$\frac{1}{2}$(14,6)	+ 3,9	$\frac{1}{2}$(13,4)	+$\frac{1}{2}$(20,4)	
Ag Cy	$\frac{1}{2}(2\,HCy + Ag^2O + H^2O)$	$\frac{1}{2}$(42,8) préc.	//	$\frac{1}{2}$33,6	+$\frac{1}{2}$(43,6)	
Ag^2S	$H^2S + Ag^2O + H^2O$	+55,8 préc.	//	+39,2	//	
Ag^2Se	$H^2Se + Ag^2O + H^2O$	+79,8 préc.	//	+67,7	//	
	$AuCl^3$ diss. + H Cl diss.	+ 4,6	//	//	//	
$AuCl^3$.H Cl	$\frac{1}{2}(Au^2O^3 + 6\,HCl$ diss.)	+36,9	//	//	//	
	$\frac{1}{2}(Au^2O^3 + 8\,HCl$ diss.)	+46,0	//	//	//	
	$AuBr^3$ diss. + H Br diss.	+ 7,7	//	//	//	
$AuBr^3$.H Cl	$\frac{1}{2}(Au^2O^3 + 6\,HBr$ diss.)	+58,2	//	//	//	
	$\frac{1}{2}(Au^2O^3 + 8\,HBr$ diss.)	+73,6	//	//	//	
$PtCl^4.2\,HCl$	$PtCl^4$ diss. + 2 H Cl diss.	+ 5,2	//	//	//	
$PtCl^4.2\,NaCl$	$PtCl^4$, 2 H Cl + 2 Na OH d.	+27,2	//	//	//	
$PtBr^4.2\,HBr$	$PtBr^4$ diss. + 2 H Br diss.	+ 8,4	//	//	//	
$PdCl^2$	2 H Cl + Pd O hydr.	// préc.	+ 9,9	+23,3	//	Calculé en supposant $PdO.H^2O$.
$PdCl^2.2\,HCl$	$PdCl^2$ + 2 H Cl	+ 4,5	//	//	//	
$PdCl^2.2\,NaCl$	$PdCl^2$.2 H Cl + 2 Na OH d.	+27,2	//	//	//	
$PdCl^4.2\,HCl$	PdO^2 + 6 H Cl diss.	+22,0	//	//	//	
$PdBr^2$	2 H Br + Pd O hydr.	// préc.	+15,7	+34,3	//	
PdI^2	2 H I + Pd O hydr.	// préc.	+36,9	+54,7	//	
$PdCy^2$	2 H Cy + Pd O hydr.	// préc.	+44,2	+35,0	+45,0	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Composé dissous. Acide dissous, base dissoute ou hydratée : N.	Composé solide.	Corps non dissous. Base et sel solide. Acide et eau liquides.	Tous corps solides : S.
		Chlorates.			
ClO^3K.....	$ClO^3H + KOH$.......	+13,7 ..	+23,7	... // ..	... //
ClO^3Na....	$ClO^3H + NaOH$......	+13,7 ..	+19,3	... // ..	... //
Cl^2O^6Ba....	$2ClO^3H + BaO.H^2O$..	+28,0 .. +14,0×2	+34,7	... // ..	... //
Cl^2O^6Cu...	$2ClO^3H + CuO + H^2O$	+15,9 .. + 8,0×2	. // .	... // ..	... //
		Hypochlorites.			
$ClOK$.....	$ClOH + KOH$........	+ 9,6 ..	. // .	... // ..	... //
$ClONa$....	$ClOH + NaOH$.......	+ 9,6 ..	. // .	... // ..	... //
Cl^2O^2Ba...	$2ClOH + BaO.H^2O$ ..	+19,4* .. + 9,7×2	. // .	... // ..	... //
		Perchlorates.			
ClO^4K.....	$ClO^4H + KOH$.......	+14,2 ..	+26,3	+59,1 ..	... //
ClO^4Na....	$ClO^4H + NaOH$......	+14,2 ..	+17,7	+49,9 ..	... //
Cl^2O^8Ba ...	$2ClO^4H + BaO,H^2O$..	+28,9 .. +14,4×2	+30,7	+86,5 .. +43,2×2	... // ... //
		Bromate.			
BrO^3K.....	$BrO^3H + KOH$......	+13,8 ..	+23,6	... // ..	... //
		Hypobromite.			
$BrOK$......	$BrOH + KOH$........	+ 9,6* ..	. // .	... // ..	... //
		Iodate.			
IO^3K......	$IO^3H + KOH$........	+14,3 ..	+20,3	... // ..	+31,4
		Periodate.			
IO^4K......	$IO^4H + KOH$........	+ 5,1 ..	. // .	... // ..	... //
»	$IO^4H + 1\frac{1}{2}KOH$	+16,5 ..	. // .	... // ..	... //
»	$IO^4H + 2KOH$.......	+26,6 ..	. // .	... // ..	... //
»	$IO^4H + 3KOH$.......	+29,7 ..	. // .	... // ..	... //
»	$IO^4H + 5KOH$.......	+32,0 ..	. // .	... // ..	... //

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Composé dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	Composé solide.	Corps non dissous. Acide et eau liquides.	Corps non dissous. Tous corps solides : S.	REMARQUES.
		SULFATES.				
SO^4K^2.....	$SO^4H^2 + 2KOH$..........	+ 31,4 + 15,7×2	+38,0	+80,8 .	+82,5	
SO^4KH....	$SO^4H^2 + KOH$...........	+ 14,7	+17.9	+48,3 .	+48,7	
SO^4Na^2....	$SO^4H^2 + 2NaOH$.........	+ 31,4 + 15,7×2	+31,0	+68,5 .	+70,2	
SO^4NaH...	$SO^4H^2 + NaOH$.........	+ 14,7	+15,5	+43,2 .	+43,6	
SO^4Li^2.....	$SO^4H^2 + 2LiOH$..........	+ 31,3 + 15,6×2	+25,3	+54,8 .	+56,5	
SO^4Am^2....	$SO^4H^2 + 2AzH^3$..........	+ 29,0 + 14,5×2	+31,4	+66,9 (1)	+66,0 (1)	(1) AzH^3 gaz. Il n'y a pas d'eau saline.
SO^4Am^2H..	$SO^4H^2 + AzH^3$...........	+ 13,6	+13,6	+40,3 (1)	+39,4 (1)	
SO^4Ca.....	$SO^4H^2 + CaO.H^2O$........	+ 31,1 (2)	+26,7	+47,6 .	+49,3	(2) Il reste un hydrate, stable à froid.
SO^4Sr.....	$SO^4H^2 + SrO.H^2O$........	.... // préc.	+30,7	+58,7 .	+60,4	
SO^4Ba.....	$SO^4H^2 + BaO.H^2O$........	.... // préc.	+36,8	+65,0 .	+66,7	
SO^4Mg....	$SO^4H^2 + MgO.H^2O^*$.......	+ 30,2 (2)	+10,2	+28,1 .	+32,4	
SO^4Mn....	$SO^4H^2 + MnO.H^2O^*$.......	+ 27,2 (2)	+13,2	+31,1 .	+32,8	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Composé dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	Composé solide.	Corps non dissous. Acide et eau liquides.	Corps non dissous. Tous corps solides : S.
		SULFATES.			
$3SO^3.Cr^2O^3$.	$3SO^4H^2 + Cr^2O^3.3H^2O$ [α] (1).	+ 49,2 + 8,2×6	... // ..	... // ..	... //
SO^4Fe......	$SO^4H^2 + FeO.H^2O$*.......	+ 24,9 (2)	... // ..	... // ..	... //
$3SO^3.Fe^2O^3$.	$3SO^4H^2 + Fe^2O^3.3H^2O$*...	+ 34,1 (2) + 5,7×6	... // ..	... // ..	... //
SO^4Co......	$SO^4H^2 + CoO.H^2O$*.... ..	+ 24,7 (2)	... // ..	... // ..	... //
SO^4Ni......	$SO^4H^2 + NiO.H^2O$*.......	+ 26,1 (2)	... // ..	... // ..	... //
SO^4Zn......	$SO^4H^2 + ZnO.H^2O$*.	+ 22,3 (2)	+ 3,9	+21,8 .	+23,5
SO^4Cd......	$SO^4H^2 + CdO.H^2O$*.......	+ 24,2 (2)	+13,5	+31,4 .	+32,1
SO^4Cu......	$SO^4H^2 + CuO.H^2O$.......	+ 18,7 (2)	+ 2,9	+20,8 .	+22,5
$3SO^3.Al^2O^3$.	$3SO^4H^2 + Al^2O^3.3H^2O$*...	+ 63,4 (2) + 10,6×6	... // ..	... // ..	... // ..
SO^4Pb......	$SO^4H^2 + PbO + H^2O$......	... // préc.	+23,8	+41,7 .	+43,4
SO^4Tl^2......	$SO^4H^2 + 2TlOH$........ ..	+ 31,1	+39,4	+57,3 .	+59,0
SO^4Hg......	$SO^4H^2 + HgO + H^2O$......	.... // ...	+ 2,6	+20,5 .	+22,2
SO^4Hg^2.....	$SO^4H^2 + Hg^2O + H^2O$... .	//	+ 7,7	+27,6 .	+30,0
SO^4Ag^2.....	$SO^4H^2 + Ag^2O + H^2O$......	+ 14,5	+19,0	+36,9 .	+38,6

REMARQUES.

(1) $2SO^4H^2$ diss. + Cr^2O^3 hyd. [β] dégage +35,0 :
Limite de réaction.
$2SO^4H^2$ dissous + Cr^2O^3 hyd. [γ] dégage +25,0 :
Limite de réaction.

(2) $3SO^4H^2$ dissous + $2Fe^2O^3$ hyd. donne la même valeur (sel dissous).

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Composé dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Composé solide.
	Hyposulfates.		
$S^2O^6K^2$	$S^2O^6H^2 + 2KOH$	+27,1 +13,6×2	+40,1
$S^2O^6Na^2$	$S^2O^6H^2 + 2NaO$	+27,1 +13,6×2	+32,5
S^2O^6Mn	$S^2O^6H^2 + MnO$ hydr.	+22,8	//
S^2O^6Mg	$S^2O^6H^2 + MgO$ hydr.	+27,5	//
	Persulfates		
$S^2O^8K^2$	$S^2O^8H^2 + 2KOH$	+27,4 +13,7×2	+41,9
$S^2O^8Am^2$	$S^2O^8H^2 + 2AzH^3$	+24,8 +12,4×2	+34,5
S^2O^8Ba	$S^2O^8H^2 + BaO.H^2O$	+27,6	//
	Sulfites.		
SO^3K^2	$SO^2 + 2KOH$	+31,8 +15,9×2	+30,4
SO^3KH	$SO^2 + KOH$	+16,6	//
SO^3Na^2	$SO^2 + 2NaOH$	+30,5 +15,3×2	+30,1
SO^3NaH	$SO^2 + NaOH$	+16,6	//
SO^3Am^2	$SO^2 + 2AzH^3 + H^2O$	+25,4 +12,7×2	+26,9
	Sélénites.		
SeO^3Na^2	$SeO^2 + 2NaOH$	+27,0 +13,5×2	//
SeO^3NaH	$SeO^2 + NaOH$	+14,7	//
	Séléniates.		
SeO^4Na^2	$SeO^4H^2 + 2NaOH$	+30,4 +15,2×2	//
SeO^4NaH	$SeO^4H^2 + NaOH$	+14,8	//

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Composé dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Composé solide.	REMARQUES.
	Azotites.			
AzO^2K	$\frac{1}{2}(Az^2O^3$ dissous$) + KOH$	+10,5	... " ...	
AzO^2Am	$\frac{1}{2}(Az^2O^3$ diss.$+ H^2O) + AzH^3$.	+ 9,1	+ 13,9	
Az^2O^4Ba	Az^2O^3 dissous $+ BaO.H^2O$	+21,0 ou +10,5×2	+ 26,7	
AzO^2Ag	$\frac{1}{2}(Az^2O^3$ diss.$+ Ag^2O + H^2O)$.	+ 3,25	+ 12,0	
	Hypoazotites.			
$Az^2O^2K^2$	$Az^2O^2H^2 + 2KOH$	+15,6 ou + 7,8×2	... " ...	
$Az^2O^2Ag^2$	$Az^2O^2H^2 + Ag^2O + H^2O$	... " préc.	+ 23,2	
	Hypophosphites.			
PO^2NaH^2	$PO^2H^3 + NaOH$	+15,2	... " ...	
$PO^2O^4BaH^4$ ..	$2PO^2H^3 + BaO.H^2O$	+30,9 ou +15,4×2	... " ...	
	Phosphites.			Tous corps solides : S.
PO^3Na^2H ...	$PO^3H^3 + 2NaOH$	+28,6 ou +14,3×2	+ 19,4	+ 41,7
PO^3NaH^2 ...	$PO^3H^3 + NaOH$	+14,8	+ 14,1	+ 24,2
PO^3PbH	$PO^3H^3 + PbO + H^2O$	... " ...	+ 17,1	+ 18,5
	Pyrophosphite.			
$P^2O^5Na^2H^2$ ...	$P^2O^5H^4 + 2NaOH$	+28,6 ou +14,3×2	+ 28,9	

FORMULES.	COMPOSANTS.	Composé dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	Composé solide.	Acide et eau gazeux.	Acide et eau liquides.	Tous corps solides : S.	REMARQUES.
			AZOTATES.				
AzO^3K	$AzO^3H + KOH$	+13,8	+21,9	+38,3	+41,6	+42,3	
AzO^3Na	$AzO^3H + NaOH$	+13,7	+18,5	+23,0	+35,2	+35,9	
AzO^3Li	$AzO^3H + LiOH$	+13,8	+13,5	+23,0	+26,5	+27,2	
AzO^3Am	$AzO^3H + AzH^3$ (1)	+12,6	+18,8	″	″	+34,2	(1) AzH^3 gaz.
Az^2O^6Ca	$2AzO^3H + CaO.H^2O$ (1)	+27,8 +13,9×2	+23,8	+34,2 +17,1×2	+41,2 +20,6×2	+42,6 +21,3×2	(1) Il existe un hydrate salin stable à froid.
Az^2O^6Sr	$2AzO^3H + SrO, H^2O$ (1)	+27,8 +13,9×2	+32,9	+50,4 +25,2×2	+57,4 +28,7×2	+59,0 +29,5×2	(1) Idem.
Az^2O^6Ba	$2AzO^3H + BaO.H^2O$	+27,8	+37,1	+54,8 +27,4×2	+61,8 +30,9×2	+63,2 +31,6×2	
Az^2O^6Mg	$2AzO^3H + MgO.H^2O$ (1)	+27,5 +13,7×2	″	″	″	″	(1) On suppose que les hydrates métalliques possèdent la formule normale. Les hydrates salins, depuis MgO jusqu'à CuO, sont stables à froid.
Az^2O^6Mn	$2AzO^3H + MnO.H^2O$	+23,0 +11,5×2	″	″	″	″	
Az^2O^6Fe	$2AzO^3H + FeO.H^2O$	+21,5 +10,7×2	″	″	″	″	
$3Az^2O^5,Fe^2O^3$	$6AzO^3H + Fe^2O^3.3H^2O$	+35,4 + 5,9×6	″	″	″	″	
Az^2O^6Co	$2AzO^3H + CoO.H^2O$	+21,1 +11,2×2	″	″	″	″	
Az^2O^6Ni	$2AzO^3H + NiO.H^2O$	+22,5 +10,5×2	″	″	″	″	
Az^2O^6Zn	$2AzO^3H + ZnO.H^2O$	+19,6 + 9,8×2	″	″	″	″	
Az^2O^6Cd	$2AzO^3H + CdO.H^2O$	+20,6 +10,3×2	″	″	″	″	
Az^2O^6Cu	$2AzO^3H + CuO$ (2) $+ H^2O$	+15,0 + 7,5×2	″	″	″	″	(2) Oxyde anhydre ainsi que les suivants.
Az^2O^6Pb	$2AzO^3H + PbO + H^2O$	+17,8 + 8,9×2	+26,0	+32,1 +16,0×2	+39,1 +19,0×2	+40,5	
AzO^3Tl	$AzO^3H + TlOH$	+13,7	+23,7	+24,3	+27,7	+28,4	
Az^2O^5Hg	$2AzO^3H + HgO + H^2O$	″	+ 7,2(3)	″	″	″	(3) Le composé renferme $\frac{1}{2}H^2O$ de cristallisation.
AzO^3Ag	$\frac{1}{2}(2AzO^3H + Ag^2O + H^2O)$ s.	$+\frac{1}{2}10,4 = 5,2$	+10,9	+14,0	+17,5	+18,2	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Composé dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	Composé solide.	Corps non dissous. Acide et eau liquides.	Corps non dissous. Tous corps solides.	REMARQUES.
	PHOSPHATES.					
PO^4K^3	$PO^4H^3 + 3\,KOH$	+33,6*	″	″	″	
PO^4K^2H	$PO^4H^3 + 2\,KOH$	+26,3*	″	″	″	
PO^4KH^2	$PO^4H^3 + KOH$	+14,7*	+19,5	+37,2	+ 35,0	
PO^4Na^3	$PO^4H^3 + 3\,NaOH$	+33,6 ou 11,2×3	+16,2	+50,8	+ 52,2	
PO^4Na^2H	$PO^4H^3 + 2\,NaOH$	+26,3 ou 13,1×2	+21,2	+46,3	+ 46,4	
PO^4NaH^2	$PO^4H^3 + NaOH$	+14,7	″	″	″	
	$PO^4H^3 + 4\,NaOH$	+35,2	″	″	″	
PO^4Am^3	$PO^8H^3 + 3\,AzH^3$	+33,2 ou 26,3 (1)	″	″	″	(1) Décomposition spontanée (*v.* t. II, p. 227).
PO^4Am^2H	$PO^8H^3 + 2\,AzH^3$	+26,3 ou 22,6 (1)	″	″	″	
PO^4AmH^2	$PO^8H^3 + AzH^3$	+13,5	″	″	″	
$P^2O^8Ca^3$	$2\,PO^4H^3 + 3\,(CaO.\,H^2O)$	″	+58,4 à 64,8 (2)	+84,2	+ 87,0	(2) Passage de l'état colloïdal à l'état cristallisé.
$P^2O^8Ca^2H^2$	$2\,PO^4H^3 + 2\,(CaO.\,H^2O)$	″	+49,0 à 55,8 (3)	+72,2	+ 72,4	
$P^2O^8CaH^4$	$2\,PO^4H^3 + (CaO.\,H^2O)$	+29,6	″	″	″	
$P^2O^8Sr^3$	$2\,PO^4H^3 + 3\,(SrO.\,H^2O)$	″	+60,6	+100,7	+103,5	(3) Dans ce calcul, on suppose les sels anhydres : observation qui s'applique à tous les phosphates insolubles.
$P^2O^8Sr^2H^2$	$2\,PO^4H^3 + 2\,(SrO.\,H^2O)$	″	+50,6	+81,2	+ 81,4	
$P^2O^8SrH^4$	$2\,PO^4H^3 + (SrO.\,H^2O)$	+30,1	″	″	″	
$P^2O^8Ba^3$	$2\,PO^4H^3 + 3\,(BaO.\,H^2O)$	″	+60,8 à 78,2	+102,1 à 119,5	+122,3	
$P^2O^8Ba^2H^2$	$2\,PO^4H^3 + 2\,(BaO.\,H^2O)$	″	+50,8	+81,8	+ 82,0	
$P^2O^8BaH^4$	$2\,PO^4H^3 + (BaO.\,H^2O)$	+30,0	″	″	″	
$P^2O^8Mg^3$	$2\,PO^4H^3 + 3\,(MgO.\,H^2O)$	″	+57,8	+68,2	+ 71,0	
$P^2O^8Mg^2Am^2$	$2\,PO^4H^3 + 2\,(MgO.\,H^2O)$ $+ 2\,AzH^3$	″	+50,4 coll. +54,2 crist.	+82,2 (4)	+ 82,4	
$P^2O^8Mn^3$	$2\,PO^4H^3 + 3\,(MnO.\,H^2O)$	″	+45,8 coll.	+56,2	+ 59,0	(4) AzH^3 gaz.
Pyrophosphate	$P^2O^7H^4 + NaOH$	+14,4	″	″	″	
	$P^2O^7H^4 + 2\,NaOH$	+28,6	″	″	″	
	$P^2O^7H^4 + 4\,NaOH$	+52,7	+40,9	″	″	
Métaphosphate	$PO^3H + NaOH$	+14,5	″	″		

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	CORRESPONDANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N. — Composé dissous.	Composé solide.	Corps non dissous. — Tous corps solides : S.
		ARSÉNIATES.		
AsO^4K^3	$AsO^4H^3 + 3KOH$	+35,9*	//	//
AsO^4K^2H	$AsO^4H^3 + 2KOH$	+27,6*	//	//
AsO^4KH^2	$AsO^4H^3 + KOH$	+15,0*	+19,9	+ 33,5
AsO^4Na^3	$AsO^4H^3 + 3NaOH$	+35,9	//	//
AsO^4Na^2H	$AsO^4H^3 + 2NaOH$	+27,6	//	//
AsO^4NaH^2	$AsO^4H^3 + NaOH$	+15,0	//	//
»	$AsO^4H^3 + 6NaOH$	+37,4	//	//
$As^2O^8Ca^3$	$2AsO^4H^3 + 3(CaO.H^2O)$	//	+59,0	+ 76,2
$As^2O^8Ca^2H^2$	$2AsO^4H^3 + 2(CaO.H^2O)$	//	+54,0	+ 65,4
$As^2O^8CaH^4$	$2AsO^4H^3 + 1(CaO.H^2O)$	+29,0	//	//
$As^2O^8Sr^3$	$2AsO^4H^3 + 3(SrO.H^2O)$	//	+60,8	+ 98,3
$As^2O^8Sr^2H^2$	$2AsO^4H^3 + 2(SrO.H^2O)$	//	+53,0	+ 78,6
$As^2O^8SrH^4$	$2AsO^4H^3 + 1(SrO.H^2O)$	+23,3	//	//
$As^2O^8Ba^3$	$2AsO^4H^3 + 3(BaO.H^2O)$	//	+86,5	+125,0
$As^2O^8Ba^2H^2$	$2AsO^4H^3 + 2(BaO.H^2O)$	//	+55,5	+ 81,2
$As^2O^8BaH^4$	$2AsO^4H^3 + 1(BaO.H^2O)$	+28,0	//	//
$As^2O^8Mg^2$	$2AsO^4H^3 + 3(MgO.H^2O)$	//	+56,7 crist.	+ 65,1
$As^2O^8Mg^2H^2$	$2AsO^4H^3 + 2(MgO.H^2O)$	+52,7	//	//
$As^2O^8MgH^4$	$2AsO^4H^3 + 1(MgO.H^2O)$	+29,7	//	//
$As^2O^8Mg^2Am^2$	$2AsO^4H^3 + 2(MgO.H^2O) + 2AzH^2$	//	+75,3	+ 98,3 (AzH^3 gaz.)
		Arsénites.		
$As^2O^4Na^2$	$As^2O^3 + 2NaOH$	+13,8	//	//
»	$As^2O^3 + NaOH$	+ 7,3	//	//
»	$As^2O^3 + 4NaOH$	+15,1	//	//
As^2O^4Ba	$As^2O^3 + BaO.H^2O$	//	+14,0	//

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases (*suite*).

FORMULES.	CORRESPONDANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N — Composé dissous.	Composé solide.	Corps non dissous. — Tous corps solides : S
		ARSÉNIATES (*suite*).		
		Borates.		
B^4O^7NaH	$2B^2O^3 + NaOH$	$+11,75$ (1)	″	″
$B^4O^7Na^2$	$2B^2O^3 + 2NaOH$	$+19,8$ (2) ou $9,9\times2$	$+9,6$	$+62,5$ (3)
B^4O^7AmH	$2B^2O^3 + AzH^3$	$+9,4$ (4)	″	″
$B^4O^7Am^2$	$2B^2O^3 + 2AzH^3$	$+11,5$ ou $5,7\times2$	″	″

(1) En présence de 220 H^2O. Liqueur six fois plus diluée : + 10,9.
(2) En présenee de 220 H^2O. Liqueur six fois plus diluée : + 18,3.
(3) B^2O^3 anhyd.
(4) Varie de même de + 9,4 à + 7,3.

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

…IULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N. — Composé dissous.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N. — Composé solide.	Acide et eau gazeux, sel solide.	REMARQUES.
			CARBONATES.		
…$^3K^2$	$CO^2 + 2KOH$	+20,2	+13,7	+34,6	Un hydrate stable.
…^3KH	$CO^2 + KHO$	+11,0	+16,3	+34,4	
…$^3Na^2$	$CO^2 + 2NaOH$	+20,5	+14,9	+29,4	
…^3NaH	$CO^2 + NaHO$	+11,1	+15,4	+30,8	(¹) Varie avec la quantité d'eau.
…$^3Am^2$	$CO^2 + H^2O + 2AzH^3$	+10,7 (¹)	//	//	
…^3AmH	$CO^2 + H^2O + AzH^3$	+ 9,1	+15,4	//	
…Ca	$CO^2 + CaO.H^2O$	//	+19,6 amorphe +21,0 crist. spath +21,3 arragonite	+18,9	
…Sr	$CO^2 + SrO.H^2O$	//	+19,0 amorphe +20,9 cristallisé	+25,9	
…Ba	$CO^2 + BaO.H^2O$	//	+22,2	+26,4	
…Mg	$CO^2 + MgO.H^2O$	//	+17,9 amorphe	+12,8	
…Mn	$CO^2 + MnO.H^2O$	//	+12,0 amorphe +13,6 cristallisé	+ 8,5	(²) Composé dissocié. Le degré de la combinaison varie.
…Fe	$CO^2 + FeO.H^2O$	//	+10,0	+ 4,9	
…$^2.Fe^2O^3$(?)	$3CO^2 + Fe^2O^3.3H^2O$ (²)	//	+ 7,2 à +12,0	— 3,3	(³) Instable. Se dissocie rapidement.
…Zn	$CO^2 + ZnO.H^2O$	//	+11,1 amorphe	+ 5,9	
…Cd	$CO^2 + CdO.H^2O$	//	+13,7 id.	+ 8,6	
…Cu	$CO^2 + CuO + H^2O$	//	+ 4,8 (³) id.	— 0,3	(⁴) États successifs.
…Ag^2	$CO^2 + Ag^2O + H^2O$	//	+13,9	+ 8,8	
…Pb	$CO^2 + PbO + H^2O$	//	+11,4 à +16,0 (⁴)	+10,9	

…es nombres de la dernière colonne se rapportent à l'anhydride carbonique, CO^2. Pour les rendre …parables avec la formation des sels ordinaires, il faudrait écrire : $CO^2 + H^2O + 2ROH$; ce qui revien…t à augmenter de + 10,7 tous les nombres de la colonne, en supposant que l'eau composante soit …ardée comme liquide.

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N. — Composé dissous.	Composé solide.	Sel solide. — Acide et eau gazeux.	Acide et eau liquides.	Tous corps solides : S.	REMARQUES.
			FORMIATES.				
CH KO²	CH²O² + KOH	+13,4	+14,3	+21,1 (¹)	+26,9	+25,8	(¹) Si l'on rapporte ce chiffre et les suivants à la vapeur normale de l'acide formique, ils devront être accrus de +4,8 environ. (²) Az H³ gaz.
CH NaO²	CH²O² + NaOH	+13,4	+13,9	+18,0	+23,9	+22,8	
CH AmO²	CH²O² + AzH³	+11,9	+14,8	//	//	+21,3 (²)	
(CHO²)² Ca	2CH²O² + CaO.H²O	+26,4 ou +13,2×2	+25,7 ou +12,8×2	+17,3 ou + 8,6×2	+29,1 ou +14,5×2	+27,0 ou +13,5×2	
(CHO²)² Sr	2CH²O² + SrO.H²O	+26,2 ou +13,1×2	+25,6 ou +12,8×2	+24,3 ou +12,1×2	+36,1 ou +18,0×2	+34,0 ou +17,0×2	
(CHO²)² Ba	2CH²O² + BaO.H²O	+26,9 ou +13,4×2	+29,3 ou +14,6×2	+28,2 ou +14,1+2	+40,0 ou +20,0×2	+37,9 ou +19,0×2	
(CHO²)² Mn	2CH²O² + MnO.H²O	+21,4 ou +10,7×2	+17,1 ou + 8,5×2	+ 5,7 ou + 2,8×2	+17,5 ou + 8,7×2	+15,3 ou + 7,6×2	
(CHO²)² Zn	2CH²O² + ZnO.H²O	+18,2 ou + 9,1×2	+14,2 ou + 7,1×2	+ 2,8 ou + 1,4×2	+14,6 ou + 7,3×2	+12,4 ou + 6,2×2	
(CHO²)² Cu	2CH²O² + CuO.H²O	+13,2 ou + 6,6×2	+12,7	+ 1,3 ou + 0,6×2	+13,1 ou + 6,5×2	+10,9 ou + 5,5×2	
(CHO²)² Pb	2CH²O² + PbO.H²O	+15,6	[illegible]	+11,1	[illegible]	+20,7	

$C^2H^3KO^2$	$C^2H^4O^2 + KOH$	+13,3	+16,8	+16,9	+22,9	+21,7	près la chaleur de vaporisation actuelle.
$C^2H^3NaO^2$	$C^2H^4O^2 + NaOH$	+13,3	+ 9,2	+12,4	+18,4	+17,2	
$C^2H^3AmO^2$	$C^2H^4O^2 + AzH^3$	+11,9	+11,6	″	″	+18,3	Si l'on suppose la vapeur acétique avec sa condensation normale, il faut ajouter +4,8 à tous les chiffres de cette colonne.
$(C^2H^3O^2)^2Ca$	$2C^2H^4O^2 + CaO.H^2O$	+26,8 ou +13,4×2	+19,8 ou + 9,9×2	+12,4 ou + 6,2×2	+23,6 ou +11,8×2	+21,2 ou +10,6×2	
$(C^2H^3O^2)^2Sr$	$2C^2H^4O^2 + SrO.H^2O$	+26,6 ou +13,3×2	+21,0 ou +10,5×2	+20,0 ou +10,0×2	+31,9 ou +15,9×2	+29,5 ou +14,7×2	
$(C^2H^3O^2)^2Ba$	$2C^2H^4O^2 + BaO.H^2O$	+26,8 ou +13,4×2	+21,6 ou +10,8×2	+20,8 ou +10,4×2	+32,7 ou +16,3×2	+30,3 ou +15,1×2	
$(C^2H^3O^2)^2Mn$	$2C^2H^4O^2 + MnO.H^2O$	+22,0 ou +11,0×2	+ 9,7 ou + 4,8×2	— 1,5 ou — 0,7×2	+10,5 ou + 5,2×2	+ 8,1 ou + 4,0×2	
$(C^2H^3O^2)^2Fe$	$2C^2H^4O^2 + FeO.H^2O$	+19,8 ou + 9,9×2	″	″	″	″	
$3C^4H^6O^4.Fe^2O^3$	$6C^2H^4O^2 + Fe^2O^2.3H^2O$	+27,0 (¹) ou + 4,5×6	″	″	″	″	(¹) Ce sel se dissocie spontanément dans ses dissolutions.
$(C^2H^3O^2)^2Co$	$2C^2H^4O^2 + CoO.H^2O$	+21,1 ou +10,5×2	″	″	″	″	
$(C^2H^3O^2)^2Zn$	$2C^2H^4O^2 + ZnO.H^2O$	+17,9 ou + 8,9×2	+ 8,1 ou + 4,0×2	— 3,1 ou — 1,5×2	+ 8,9 ou + 4,4×2	+ 6,5 ou + 3,2×2	
$(C^2H^3O^2)^2Cu$	$2C^2H^4O^2 + CuO + H^2O$	+12,4 ou + 6,2×2	+10,0 ou + 5,0×2	— 1,2 ou — 0,6×2	+10,8 ou + 5,4×2	+ 8,4 ou + 4,2×2	
$(C^2H^3O^2)^2Pb$	$2C^2H^4O^2 + PbO + H^2O$	+15,5 ou + 7,7×2	+14,1 ou + 7,0×2	+ 2,9 ou + 1,4×2	+13,9 ou + 6,9×2	+11,5 ou + 5,7×2	
$(C^2H^3O^2)^2Hg$	$2C^2H^4O^2 + HgO + H^2O$	+ 6,0 ou + 3,0×2	+ 9,7 ou + 4,8×2	— 1,5 ou — 0,7×2	+10,5 ou + 5,2×2	+ 8,1 ou + 4,0×2	
$(C^2H^3O^2)^2Hg^2$	$2C^2H^4O^2 + Hg^2O$	″	+14,7 ou + 7,3 | 2	+ 3,5 ou + 1,7×2	+10,8 ou — 5,4×2	+13,2 ou + 6,6×2	
$C^2H^3O^2Ag$	$\frac{1}{2}(2C^2H^4O^2) + Ag^2O + H^2O$	+ 4,7	+ 9,0	+ 2,2	+ 9,4	+ 8,0	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N. — Composé dissous.	Composé solide.	Tous corps solides : S.	REMARQUES.
		OXALATES.			
$C^2K^2O^4$	$C^2H^2O^4 + 2KOH$	+28,5 ou +14,2×2	+33,2	+58,9	
C^2KHO^4	$C^2H^2O^4 + KOH$	+13,9	+23,5	+35,2	
$C^2Na^2O^4$	$C^2H^2O^4 + 2NaOH$	+28,6 ou +14,3×2	+32,9	+53,2	
C^2NaHO^4	$C^2H^2O^4 + NaOH$	+13,8	+19,4	+28,5	
$C^2Am^2O^4$	$C^2H^2O^4 + 2AzH^3$	+25,4	+33,4	+48,7 (1)	(1) AzH^3 gaz.
C^2AmHO^4	$C^2H^2O^4 + AzH^3$	+12,7	″	″	
C^2CaO^4 (1)	$C^2H^2O^4 + CaO.H^2O$	″	+37,0 (2)	+40,7	(2) Précipité renferm. de l'eau de cristallisation.
C^2SrO^4 (1)	$C^2H^2O^4 + SrO.H^2O$	″	+35,2 (2)	+45,9	
C^2BaO^4 (1)	$C^2H^2O^4 + BaO.H^2O$	″	+33,4 (2)	+44,4	
C^2MnO^4 (1)	$C^2H^2O^4 + MnO.H^2O$	+28,6	+28,6 (2)	+29,3	
$(C^2O^3)^3Fe^2O^3$	$3C^2H^2O^4 + Fe^2O^3.3H^2O$	+34,8	″	″	
C^2ZnO^4	$C^2H^2O^4 + ZnO.H^2O$	″	+25,0 (2)	+25,7	
C^2PbO^4	$C^2H^2O^4 + PbO + H^2O$ sol.	″	+28,2	+28,6	
C^2HgO^4	$C^2H^2O^4 + HgO + H^2O$ sol.	″	+14,1	+14,5	
$C^2Ag^2O^4$	$C^2H^2O^4 + Ag^2O + H^2O$ sol.	″	+22,4	+22,8	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases (*suite*).

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide et base dissous : N. — Composé dissous.	Composé solide.	Tous corps solides : S.
CHROMATES.				
Cr(…	$CrO^3 + 2KOH$	+25,4	+30,7	+59,7 (1)
	$2CrO^3 + 2KOH$	+26,8 ou 13,4×2	+43,8	+74,8
Cr^2 … ^{2}	$CrO^4K^2 + CrO^3$	+ 1,8	//	+15,0
Cr(…^{2}	$CrO^3 + 2NaOH$	+24,7	+22,5	+44,1
Cr(…n^2	$CrO^3 + 2AzH^3 + H^2O$	+22,2	+28,0	+44,8 (2)
	$2CrO^3 + 2AzH^3 + H^2O$	+24,0 ou 12,0×2	+36,8	+56,0
Cr^2…am^2	$CrO^4Am^2 + CrO^3$	+ 1,8	//	+11,3
CYANOFERRURES.				
Cy…K^4	$Cy^6FeH^4 + 4KOH$	+54,4 ou 13,6×4	+68,8	+122,8
Cy…Am^4	$Cy^6FeH^4 + 4AzH^3$	+48,8 ou 12,2×4	//	//
Cy…Ca^2	$Cy^6FeH^4 + 2CaO, H^2O$	+56,4 ou 14,1×4	//	//
Cy…Ba^2	$Cy^6FeH^4 + 2BaO, H^2O$	+55,7 ou 13,9×4	//	//
Cy…Zn^2	$Cy^6FeH^4 + 2ZnO, H^2O$	//	+45,0 préc.	//
CYANOFERRIDE.				
Cy…K^3	$Cy^6FeH^3 + 3KOH$	+43,5 ou 14,5×3	//	//
SULFOCYANATES.				
C…S	$CAzHS + KOH$	+14,0	+20,1	//
C…aS	$CAzHS + NaOH$	+14,1	//	//
C…mS	$CAzHS + AzH^3$	+12,5	+18,2	//

($CrO^3K^2 + H^2O^2$ solide).

(H^2O solide).

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide et base dissous : N.	Composé dissous.	Composé solide.	Tous corp solides : N
		SULFOCYANURES (*suite*).			
$(CAzS)^2Pb$	$CAzHS + PbO$	//	précipité	$+14,3$ ou $+7,1\times2$	// //
$(CAzS)^2Hg$	$CAzHS + HgO$	//	id.	$+34,2$ ou $+17,1\times2$	// //
$CAzSAg$	$2CAzHS + Ag^2O$	//	id.	$+55,2\times2$ ou $+27,6\times2$	// //
		CYANURATES.			
$C^3Az^3K^3O^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + 3KOH$	$+13,0$	//	//	//
$C^3Az^3K^2HO^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + 2KOH$	$+11,0$	//	$+17,2$	$+41,8$
$C^3Az^3KH^2O^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + KOH$	$+6,8$	//	$+15,4$	$+26,1$
$C^3Az^3Na^3O^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + 3NaOH$	$+12,8$	//	$+14,3$	$+44,7$
$C^3Az^3Na^2HO^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + 2NaOH$	$+11,1$	//	$+12,9$	$+32,2$
$C^3Az^3NaH^2O^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + NaOH$	$+6,8$	//	$+11,7$	$+19,7$
$C^3Az^3Am^3O^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + 3AzH^3$	$+8,75$	//	//	//
$C^3Az^3Am^2HO^3$	$C^3Az^3H^3O^3 + 2AzH^3$	$+7,75$	//	//	//
$C^3Az^3AmH^2O^2$	$C^3Az^3H^3O^3 + AzH^3$	$+6,1$	//	//	//

...de la formation des principaux sels, dans l'état dissous ou précipité, au moyen des ... dissous (1 équiv. dissous en général dans 2 l. ou 4 l. de liqueur), vers 15 degrés.

...SES.	CHLORURES HCl 1 éq. = 2 lit.	AZOTATES AzO^3H 1 éq. = 2 lit.	ACÉTATES $C^2H^4O^2$ 1 éq. = 2 lit.	FORMIATES CH^2O^2 1 éq. = 2 lit.	OXALATES $\frac{1}{2}C^2H^2O^4$ 1 éq. = 4 lit.	SULFATES $\frac{1}{2}SO^4H^2$ 1 éq. = 2 lit.	SULFURES $\frac{1}{2}H^2S$ 1 éq. = 8 lit.	CYANURES CyH 1 éq. = 2 lit.	CARBONATES $\frac{1}{2}CO^2$ 1 éq. = 15 lit.
Na (*)....	13,7	13,7	13,3	13,4	14,3	15,85	3,85	2,9	10,2
K (**).....	13,7	13,8	13,3	13,4	14,3	15,7	3,85	3,0	10,1
Az.........	12,45	12,5	12,0	11,9	12,7	14,5	3,1	1,3	5,3
½ C (**)....	14,0	13,9	13,4	13,5	18,5	15,6	3,9	3,2	9,8 (2)
½ I (***)..	13,85	13,9	13,4	13,5	16,7	18,4 (2)	.. // .	3,2	11,1
½ S (1).....	14,0	13,9	13,3	13,5	17,6	15,4 (2)	.. // .	3,1	10,5 (3)
½ ... (2)....	13,8(4)	13,8 (4)	.. // .	.. // .	.. // .	15,6	.. // .	.. // .	9,0
½ ... (3). ..	11,8	11,7	11,3 (4)	10,7	14,3	13,5	5,1 (2)	.. // .	6,8 (3)
½	10,7	.. // .	9,9	.. // .	.. // .	12,5	7,3	.. // .	5,0
½	11,3	.. // .	... // .	.. // .	.. // .	13,1	.. // .	.. // .	//
½	10,6	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	13,3	.. // .	.. // .	//
....	10,1	10,1	.. // .	.. // .	.. // .	11,9	.. // .	7,2	//
½	9,8	9,8	8,9	9,1	12,5	11,7	9,6	7,3	5,5
½	7,7(5)	7,7	6,5	6,6	12,8	10,7 (2)	13,3	.. // .	6,7
	10,7(3)	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	//
½	7,5(2)	7,5	6,2	6,6	.. // .	9,2	15,8	.. // .	2,4
....	9,45	.. // .	3,0	.. // .	7,0	.. // .	24,35	15,5	//
...) (2)....	+20,1(2)	5,2	4,7	.. // .	12,9	7,2	27,9	20,9 (2)	6,9
⅙ ... 3 (2)....	9,3	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	10,5	.. // .	.. // .	//
... 3 (2)....	5,9	5,9	4,5	.. // .	.. // .	5,7	.. // .	.. // .	//
⅙ ... 3 (6)....	6,9	.. // .	.. // .	.. // .	.. // .	8,2	.. // .	.. // .	//

... 1 éq. = 2lit. — (**) 1 éq. = 25lit. — (***) 1 éq. = 6lit. — (1) 1 éq. = 10lit. — (2) Précipité; ...ration qui s'applique à divers sulfates, aux oxalates et aux carbonates terreux et métalliques, ainsi ... sulfures métalliques. — (3) Cristallisé. — (4) 1 éq. = 4lit; ce qui s'applique à tous les sels ... par des oxydes insolubles. — (5) Très étendu. — (6) Oxyde des sels violets.

...a encore : HBr étendu + HgO : + 13,7 diss.; + 15,4 sol. — HI ét. + HgO = HgI rouge + 23,2; ...étendu + AgO + 22,50 à + 25,5; HI étendu + AgO : + 26,5 d'abord, puis : + 32,1.

... chaleur, dégagée dans la formation des sels métalliques, varie notablement avec la concentration; ...est de même pour les sels ammoniacaux formés par les acides faibles et pour les alcoolates alca... La formation des bromures et iodures solubles dégage en général la même quantité de chaleur que ...mation des chlorures correspondants. Il en est de même des azotates, chlorates, bromates, hypo...es solubles. La formation des sels solubles de lithine et d'oxyde de thallium dégage la même cha...que celle des sels de soude correspondants.

Oxysels. — Union des anhydrides.

Acide anhydre + base anhydre = sel anhydre.

La formule représente 1 molécule pour les acides bibasiques ou à basicité paire. Elle représente 2 molécules pour les acides monobasiques, tribasiques, etc.

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide gaz.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide solide.
		IODATES.		
Iodate de potasse	I^2O^5 sol. + K^2O	$2IO^3K$	//	+106,0 ou +53,0×2
		SULFITES.		
Sulfite de potasse	SO^2 gaz + K^2O	SO^3K^2	+105,7	//
Pyrosulfite	$2SO^2 + K^2O$	$S^2O^5K^2$	+133,2	//
	$SO^3K^2 + SO^2$		+ 27,5	//
Sulfite de soude	$SO^2 + Na^2O$	SO^3Na^2	+ 91,2	//
Pyrosulfite	$2SO^2 + Na^2O$	$S^2O^5Na^2$	+107,9	//
	$SO^3Na^2 + SO^2$		+ 16,7	//
Sulfite de magnésie	$SO^2 + MgO$	SO^3Mg	+ 69,3	//
		SULFATES.		
Sulfate de potasse	$SO^3 + K^2O$	SO^4K^2	+154,2	+142,4
Bisulfate	$SO^3 + KHO$	SO^4KH	+ 79,5	+ 67,7
Pyrosulfate	$2SO^3 + K^2O$	$S^2O^7K^2$	+192,1	+168,5
	$SO^3 + SO^4K^2$		+ 37,9	+ 26,1
Sulfate de soude	$SO^3 + Na^2O$	SO^4Na^2	+135,3	+123,5
Bisulfate de soude	$SO^3 + NaHO$	SO^4NaH	+ 62,7	+ 51,9
Sulfate de lithine	$SO^3 + Li^2O$	SO^4Li^2	+100,4	+ 88,6
» de chaux	$SO^3 + CaO$	SO^4Ca	+ 93,9	+ 82,1
» de strontiane	$SO^3 + SrO$	SO^4Sr	+107,0	+ 95,2
» de baryte	$SO^3 + BaO$	SO^4Ba	+114,0	+102,2

Oxysels. — Union des anhydrides (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide gaz.	CHALEUR DÉGAGÉE. Acide solide.
		SULFATES (*suite*).		
Sulfate de magnésie	$SO^3 + MgO$ (¹)	SO^4Mg	+ 64,7	+ 52,9
» de manganèse	$SO^3 + MnO$	SO^4Mn	+ 66,6	+ 54,8
» de zinc	$SO^3 + ZnO$	SO^4Zn	+ 52,9	+ 41,1
» de cadmium	$SO^3 + CdO$ (²)	SO^4Cd	+ 61,7	+ 49,9
» de plomb	$SO^3 + PbO$	SO^4Pb	+ 71,0	+ 59,2
» de cuivre	$SO^3 + CuO$	SO^4Cu	+ 50,1	+ 38,3
» de thallium	$SO^3 + Tl^2O$	SO^4Tl^2	+ 87,1	+ 75,3
» de mercure	$SO^3 + HgO$	SO^4Hg	+ 51,8	+ 39,9
	$SO^3 + Hg^2O$	SO^4Hg^2	+ 61,0	+ 49,1
» d'argent	$SO^3 + Ag^2O$	SO^4Ag	+ 68,2	+ 56,4
		AZOTATES.		
Azotate de potasse	$Az^2O^5 + K^2O$	$2AzO^3K$	+141,0	+128,9
» de soude	$Az^2O^5 + Na^2O$	$2AzO^3Na$	+121,7	+109,6
» de lithine	— Li^2O	$2AzO^3Li$	+ 82,8	+ 70,7
» de chaux	— CaO	Az^2O^6Ca	+ 71,7	+ 59,6
» de strontiane	— SrO	Az^2O^6Sr	+ 89,9	+ 77,8
» de baryte	— BaO	Az^2O^6Ba	+ 92,6	+ 80,5
» de plomb	— PbO	Az^2O^6Pb	+ 55,8	+ 43,7
» de thallium	— Tl^2O	$2AzO^3Tl$	+ 74,6	+ 62,5
» de mercure	— HgO	Az^2O^6Hg	//	//
» d'argent	— Ag^2O	$2AzO^3Ag$	+ 51,6	+ 39,5

(¹) MgO calcinée.
(²) On admet que la séparation de l'eau et de l'oxyde répond à un effet thermique négligeable, faute de données.

Oxysels. — Union des anhydrides (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
AZOTITES.			
Azotite de baryte	Az^2O^3 gaz + BaO	Az^2O^4Ba....	+67,6 ou 33,8×2
» d'argent..............	Az^2O^3 gaz + Ag^2O.........	2 AzO^3Ag...	+37,0 ou 18,5×2
PHOSPHATES.			
Phosphate acide de potasse....	$P^2O^5 + K^2O + 2 H^2O$ sol. ..	2 PO^4KH^2..	... +229,0
» de soude..........	$P^2O^5 + 3 Na^2O$...........	2 PO^4Na^3....	... +236,9
	$P^2O^5 + 2 Na^2O + H^2O$ sol. .	2 PO^4Na^2H..	... +192,2
» de chaux.........	$P^2O^5 + 3 CaO$.............	$P^2O^8Ca^3$ (1)	... +159,5
» de strontiane......	» 3 SrO.............	$P^2O^8Sr^3$.....	... +188,2
» de baryte.........	» 3 BaO.............	$P^2O^8Ba^3$....	... +203,7
» de magnésie.......	» 3 MgO.............	$P^2O^8Mg^3$....	... +114,9
» de manganèse.....	» 3 MnO (1).........	PO^8Mn^3.....	... + 87,5
ARSÉNIATES.			
Arséniate acide de potasse...	$As^2O^5 + K^2O + 2 H^2O$ sol. .	2 AsO^4KH^2.	... +173,2
» de chaux..........	$As^2O^5 + 3 CaO$...........	$As^2O^8Ca^3$..	... +119,3
» de baryte.........	» 3 BaO............	$As^2O^8Ba^3$..	... +176,8
» de strontiane.......	» 3 SrO............	$As^2O^8Sr^3$....	... +148,4
» de magnésie.......	» 3 MgO............	$As^2O^8Mg^3$...	... + 72,4
BORATES.			
Borate de soude.............	2 $B^2O^3 + Na^2O$...........	$B^4O^7Na^2$....	... +112,2
SILICATES.			
Silicate de chaux............	SiO^2 (quartz) + CaO.......	SiO^3Ca.....	... + 33.1
» de fer...............	$SiO^2 + FeO$...............	SiO^3Fe.....	... + 9.3
» de manganèse........	$SiO^2 + MnO$..............	SiO^3Mn.....	... + 5.4

(1) On suppose les précipités anhydres dans le calcul.

Oxysels. — Union des anhydrides (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
	CARBONATES.		
Carbonate de potasse	CO^2 gaz + K^2O	CO^3K^2	+ 86,3
Bicarbonate	$CO^2 + KOH$	CO^3KH	+ 34,4
Carbonate de soude	$CO^2 + Na^2O$	CO^3Na^2	+ 75,6
Bicarbonate	$CO^2 + NaOH$	CO^3NaH	+ 30,0
Carbonate de chaux	$CO^2 + CaO$	CO^3Ca	+ 44,7
» de strontiane	» SrO	CO^3Sr	+ 53,7
» de baryte	» BaO	CO^3Ba	+ 55,3
» de magnésie	» MgO	CO^3Mg [1]	+ 28,9
» de manganèse	» MnO précip.	CO^3Mn	+ 19,2
	» MnO naturel		+ 23,5
» de fer	» FeO anhydre	CO^3Fe	+ 24,5
	» FeO précip.		+ 15,6 [1]
» de zinc	» ZnO	CO^3Zn	+ 15,4
» de cadmium	» CdO [2]	CO^3Cd	+ 19,9
» de cuivre	» CuO	CO^3Cu	+ 10,8
» de plomb	» PbO	CO^3Pb	+ 21,6
» d'argent	» Ag^2O	CO^3Ag^2	+ 19,2
	CHROMATES.		
Chromate de potasse	$CrO^3 + K^2O$	CrO^4K^2	+ 99,6
» de soude	$CrO^3 + Na^2O$	CrO^4Na^2	+ 79,4

[1] Sel précipité; de même que les carbonates qui suivent.

[2] Oxyde hydraté.

Sels ammoniacaux solides.

Formés avec AzH^3 gaz : $HR + AzH^3$.

COMPOSANTS.	ACIDE GAZEUX.	ACIDE SOLIDE.	AzH^3 LIQUIDE ET ACIDE LIQUIDE.
$AzH^3 + HCl$	+ 42,6	//	//
$AzH^3 + HBr$	+ 45,6	//	//
$AzH^3 + HI$	+ 44,4	//	//
$AzH^3 + HF$	+ 37,7	//	+ 26,1
$AzH^3 + HCy$	+ 20,6	//	+ 10,5
$SiF^4 + 2\,AmF$	+ 35,4	//	//
$AzH^3 + H^2S$	+ 23,0	//	//
$AzH^3 + H^2Se$	+ 29,9	//	//
$AzH^3 + SO^4H^2$	//	+ 39,0	+ 35,5
$AzH^3 + H^2O$ gaz $+ SO^3$ gaz	+ 82,0	//	//
$2\,AzH^3 + SO^4H^2$	//	+ 67,0	+58,3
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ SO^3$ gaz	+110	//	//
$AzH^3 + CO^2$	+ 39,3	//	//
$AzH^3 + H^2O$ gaz $+ CO^2$	+ 40,6	//	//
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ SO^2$	+ 63,6	//	//
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ 2\,SO^2$	+ 80,9	//	//
$SO^3Az^2H^8 + SO^2$	+ 17,3	//	//
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ Az^2O^3$	+ 68,8	//	//
$AzH^3 + AzO^3H$	+ 42,0	+ 34,2	+ 30,4
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ Az^2O^5$	+ 95,8	//	//
$AzH^3 + CH^2O^2$	+ 34,2 (1)	+ 20,9	+ 19,0
$AzH^3 + H^2O$ gaz $+ CO$	+ 40,6	//	//
$AzH^3 + C^2H^4O^2$	+ 30,8 (1)	+ 18,3	+ 16,4
$2\,AzH^3 + C^2H^2O^4$	//	+ 48,7 ou 24,3×2	//
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ CrO^3$	//	+ 56,6	//
$2\,AzH^3 + H^2O$ gaz $+ 2\,CrO^3$	//	+ 77,9	//
$C^2H^4O^3 + AzH^3$	//	+ 21,5	//
$C^6H^3(AzO^2)^3O + AzH^3$	//	+ 22,9	//
$C^5H^4Az^4O^3 + AzH^3$	//	+ 22,7	//

(1) Ce nombre est calculé avec la chaleur de formation de l'acide avec sa densité de vapeur normale.

Sels de l'oxyammoniaque.

AzH^3O diss. + HCl diss. = sel dissous....	+9,2	sel solide..	+12,5
AzH^3O sol. + HCl gaz = sel solide + H^2O sol.			+27,5
AzH^3O sol. + HCl gaz = sel solide + H^2O gaz.			+15,5
AzH^3O diss. + AzO^3H diss. = sel dissous.	+9,2	sel solide..	+15,1
AzH^3O sol. + AzO^3H sol = sel solide			+19,3
AzH^3O sol. + AzO^3H gaz = sel solide + H^2O gaz.			+16,1
2 AzH^3O diss. + SO^4H^2 diss.	+21,6	sel solide..	+22,6
2 AzH^3O sol. + SO^4H^2 sol. = sel solide		+38,6 ou	19,3×2

Sels de l'hydrazine.

Az^2H^4 diss.	+ 2 HCl diss....	+10,4	sel solide.	+16,6
»	+ HCl diss.....	+10,4	» .	+15,8
»	+ 2 AzO^3H diss.	+10,4	» .	»
»	+ AzO^3H diss...	+10,4	» .	»
»	+ SO^4H^2 diss...	+11,1	» .	+19,8

Sels de l'acide azothydrique.

Az^3H diss.	+ AzH^3 diss......	+ 8,2	sel solide.	+15,3
»	+ $\frac{1}{2}$(BaO.H^2O)..	+10,0	» .	+13,9 ou $\frac{1}{2}$ 27,8

Formation des composés organiques depuis le carbone, à l'état de diamant, l'oxygène, l'hydrogène, l'azote, à la température de 15°.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. Le composé gazeux.	liquide.	solide.	CHALEUR de combustion à pression constante.
CARBURES D'HYDROGÈNE.						
Formène	CH^4	16	+18,9	//	//	213,5
Éthane	C^2H^6	30	+23,3	//	//	372,3
Éthylène	C^2H^4	28	−14,6	//	//	341,1
Acétylène	C^2H^2	26	−58,1	//	//	315,7
Propane	C^3H^8	44	+30,5	//	//	528,4
Propylène	C^3H^6	42	− 9,4	//	//	499,3
Triméthylène	C^3H^6	42	−17,1	//	//	507,0
Allylène	C^3H^4	40	−52,6	//	//	473,0
Butane (Triméthyl-méthane)	C^4H^{10}	58	+35,0	//	//	687,2
Isobutylène	C^4H^8	56	+ 2,6	//	//	650,2
Amylène	C^5H^{10}	70	+ 7,3	+ 12,5	//	811,3
Hexane normal	C^6H^{14}	86	//	+ 57,6	//	991,2
Diisopropyle	C^6H^{14}	86	+49,9	//	//	998,9 gaz.
Hexahydrobenzol	C^6H^{12}	84	//	+ 46,6	//	933,2
Tétrahydrobenzol	C^6H^{10}	82	//	+ 18,8	//	892,0
Diallyle	C^6H^{10}	82	+ 6,5	//	//	904,3 gaz.
Dihydrobenzol	C^6H^8	80	//	− 6,2	//	848,0
Dipropargyle	C^6H^6	78	−80,8	//	//	853,6 gaz.
Diméthyldiacétylène	C^6H^6	78	//	− 75,5	//	818,3
Benzine (triacétylène)	C^6H^6	78	−11,3	− 4,1	− 1,8	784,1 gaz. 776,9 liq.
Heptane	C^7H^{16}	100	//	+ 59,8	//	1152,3
Hexahydrure de toluène	C^7H^{14}	98	//	+ 48,1	//	1095,0
Toluène	C^7H^8	92	− 5,4	+ 2,3	//	933,8
Isodibutylène	C^8H^{16}	112	//	+ 53,9 ?	//	1252,5
Xylène ortho	C^8H^{10}	106	//	+ 15,2	//	1084,2
Xylène méta	//	//	+ 6,8	+ 15,1	//	1084,3
Xylène para	//	//	//	+ 15,1	//	1084,3
Styrolène	C^8H^8	104	//	− 16,1	//	1045,5

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. Le composé gazeux.	liquide.	solide.	CHALEUR de combustion à pression constante.
			CARBURES D'HYDROGÈNE (*suite*).			
…aphtène	C^9H^{18}	126	″	+ 86,5	″	1383,2
…aphtène	″	″	″	+ 85,5	″	1384,2
…itylène	C^9H^{12}	120	″	+ 11,1	″	1251,6
…ylbenzine	″	″	+ 5,5	+ 14,1	″	1248,6
…ropylbenzine	″	″	″	+ 12,8	″	1249,9
…ylène	$C^{10}H^{20}$	140	—29,9	+ 36,8	″	1596,2
…hène	$C^{10}H^{18}$	138	″	+ 40,9	″	1523,1
…hène inactif	$C^{10}H^{16}$	136	″	″	+ 27,2	1467,8
— téré	″	″	″	″	+ 28,3	1466,7
— bornéo	″	″	″	″	+ 24,7	1470,3
…benthène	″	″	— 5,2	+ 4,2	″	1490,8
…ène	″	″	+12,2	+ 21,7	″	1473,3
…améthylbenzine	$C^{10}H^{14}$	134	″	″	+ 32,1	1393,9
…ol (propyltoluène para)	″	″	″	+ 13,5	″	1412,5
…yltoluène normal	″	″	″	+ 19,9	″	1406,1
…luène (1—3)	″	″	″	+ 15,9	″	1410,1
…htaline	$C^{10}H^8$	128	″	— 27,4	— 22,8	1241,8
…taméthylbenzine	$C^{11}H^{16}$	148	″	+ 35,2	″	1554,1
…outylène	$C^{12}H^{24}$	168	″	+100,7?	″	1858,9
…améthylbenzine	$C^{12}H^{18}$	162	″	+ 40,4	″	1712,2
…hényle	$C^{12}H^{10}$	154	″	″	— 33,5	1510,1
…énaphtène	″	″	″	″	— 44,6	1521,2
…hénylméthane	$C^{13}H^{12}$	168	″	″	— 15,8	1655,7
…enzyle	$C^{14}H^{14}$	182	″	″	— 27,0	1830,2
…bène	$C^{14}H^{12}$	180	″	″	— 48,1	1777,3
…lane	$C^{14}H^{10}$	178	″	″	— 73,7	1738,9
…thracène	″	″	″	″	— 42,4	1707,6
…énanthrène	″	″	″	″	— 35,2	1700,4
…adécane	$C^{16}H^{34}$	226	″	+123,2	″	2558,6
…ène	$C^{18}H^{18}$	234	″	″	— 6,8	2325,2
…ysène	$C^{18}H^{12}$	228	″	″	— 28,9	2140,3
…phénylméthane	$C^{19}H^{16}$	244	″	″	— 36,7	2380,4
…osane	$C^{20}H^{42}$	282	″	″	+132,5	3182,5
…phénylbenzine	$C^{24}H^{18}$	306	″	″	— 54,1	2938,3

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — États gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
DÉRIVÉS CHLORÉS.						
Formène monochloré (Éther méthylchlorh.)	CH^3Cl	50,5	+29,0	+33,9	... ″	... ″
Formène bichloré (Chlorure de méthylène)	CH^2Cl^2	85	+31,4	+37,8	... ″	... ″
Formène trichloré (Chloroforme)	$CHCl^3$	119,5	+46,6	+53,9	... ″	+ 56,1[1]
Formène perchloré (Perchlor. de carbone)	CCl^4	154	+68,5	+75,7	... ″	... ″
Éthane chloré	C^2H^5Cl	64,5	3	+45,5	... ″	... ″
Éthane bichloré (Chlorure d'éthylidène)	$C^2H^4Cl^2$	99	+34,4	+41,0	... ″	... ″
Chlorure d'éthylène	″	″	+34,4	... ″	... ″	... ″
Éthane perchloré	C^2Cl^6	237	... ″	... ″	+108,0	... ″
Éthylène perchloré	C^2Cl^4	166	... ″	+45,5	... ″	... ″
Triméthylène bichloré	$C^3H^4Cl^2$	111	... ″	+ 4,3	... ″	... ″
Chlorhydrate d'amylène	$C^5H^{11}Cl$	106,5	+43,3	+49,3	... ″	... ″
	C^5H^{10} gaz. + HCl	″	+14,0	+20,0	... ″	... ″
	» liq.	″	... ″	+14,8	+ 41,6	... ″
Benzine bichlorée (ortho)	$C^6H^4Cl^2$	147	... ″	... ″	... ″	... ″
Benzine perchlorée	C^6Cl^6	285	... ″	... ″	+ 85,6	... ″
Chlorhydrate de camphène	$C^{10}H^{17}Cl$ / $C^{10}H^{16}$ cris. + HCl	172,5	... ″	... ″	+ 64,5 / + 15,3	... ″
Chlorhydrate de térébenthène	$C^{10}H^{17}Cl$ / $C^{10}H^{16}$ liq. + HCl	172,5	... ″	... ″	+ 66,5 / + 38,9	+ 64,8[2]
Bichlorhydrate de terpilène (citrène)	$C^{10}H^{18}Cl^2$	209	... ″	... ″	+105,9	+101,2[3]
	$C^{10}H^{16}$ liq. + HCl	″	... ″	+18,8	... ″	... ″
	$C^{10}H^{16}$ liq. + 2HCl	″	... ″	... ″	+ 40,2	... ″

(1) Dans l'eau. — (2) Dans le térébenthène. — (3) Dans le citrène.

DÉRIVÉS BROMÉS.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. État gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
…omène bromé…… (…her méthylbromh.)	CH^3Br…………………	95	Br { gaz + 17,4	//	//	//
			liq. + 13,7	//	//	//
…ane bromé………	C^2H^5Br…………………	109	Br { gaz + 31,6	+38,3	//	//
			liq. + 27,9	+34,5	//	//
…bromures………	C^2H^5Br liq. + Br^2 liq.……	//	//	+ 2,3	//	//
	+ Br^3 liq.……	//	//	+ 3,0	//	//
…ane bibromé…… …romure d'éthylène)	$C^2H^4Br^2$…………………	188	Br { gaz + 13,9	+22,1	//	//
			liq. + 6,5	+14,7	//	//
…opane bibromé…. …rom. de propylène)	$C^3H^6Br^2$…………………	202	Br { gaz… //	+27,1	//	//
			liq…. //	+19,7	//	//
…ropane bibromé…. …rom. de triméthyl.)	$C^3H^6Br^2$…………………	202	Br { gaz… //	+28,8	//	//
			liq…. //	+21,4	//	//
Perbromures……. (propylène)	$C^3H^6Br^2$ liq. + Br^2 liq.……	//	//	0,87	//	//
	Br^6 liq.……	//	//	1,66	//	//
Perbromures……. (triméthylène)	$C^3H^6Br^2$ liq. + Br^2 liq.……	//	//	1,01	//	//
	Br^6 liq.……	//	//	2,05	//	//
…omhydrate d'amy-lène……………	$C^5H^{11}Br$…………………	151	Br { gaz + 32,7	+40,0	//	//
			liq. + 29,0	+36,3	//	//
	C^5H^{10} gaz + HBr………	//	+13,1	//	//	//
	C^5H^{10} liq. + HBr………	//	//	+15,2	//	//

DÉRIVÉS IODÉS.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
…rmène iodé…… (éther méthyliodh.)	CH^3I…………………	142	I { gaz + 15,9	+22,4	//	//
			sol. + 9,1	+15,6	//	//
…hane iodé……… (éther iodhydr.)	C^2H^5I…………………	156	I { gaz + 24,0	+31,5	//	//
			sol. + 17,2	+24,7	//	//
…dhydrate d'amylène.	$C^5H^{11}I$…………………	198	I { gaz + 21,1	+30,5	//	//
			sol. + 14,3	+23,7	//	//
	C^5H^{10} gaz. + HI………	//	+13,4	//	//	//
	C^5H^{10} liq. + HI………	//	//	+17,6	//	//

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. État gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.

DÉRIVÉS CYANÉS.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Formène cyané.... (cyanure de méthyle)	CH^3Cy..........	41	éléments Cy gaz..	+ 0,45 +37,4	// //	... // ... //	291,65
Formène dicyané... (nitrile malonique)	CH^2Cy^2.........	66	éléments Cy^2 gaz.	—42,3 +31,6	// //	... // ... //	395,1
Éthane cyané...... (cyanure d'éthyle)	C^2H^5Cy.........	55	éléments Cy gaz..	+ 8,7 +42,7	// //	... // ... //	446,7
Éthane dicyané.... (nitrile succinique)	$C^2H^4Cy^2$........	80	éléments Cy^2 gaz.	—29,8 +44,1	// //	... // ... //	545,0
Propane dicyané..... (nitrile glutarique)	$C^3H^6Cy^2$........	94	éléments Cy^2 gaz.	—21,3 +52,6	// //	... // ... //	699,8
Benzine cyanée...... (nitrile benzoïque)	C^6H^5Cy.........	103	éléments Cy^2 gaz.	—33,1 +40,8	// //	... // ... //	865,9
Toluène cyané...... (cyanure de benzyle)	C^7H^7Cy.........	117	éléments Cy gaz..	—27,9 +46,0	// //	... // ... //	1023,8
Nitrile toluique (o)..	Id.	117	éléments Cy gaz..	—34,8 +39,1	// //	... // ... //	1030,7

DÉRIVÉS SULFURÉS.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Ac. iséthionique....	$C^2H^6SO^4$........	126	..... //	.. //	//	+211,5	... //
Ac. éthylsulfurique.	Id.	126	..... //	.. //	//	+212,4	... //
Ac. benzinosulfurique..	$C^6H^6SO^3$........	158	..... //	.. //	//	+134,4	... //
Ac. toluénosulfurique..	$C^7H^8SO^3$........	172	..... //	.. //	//	+142,0	... //

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
DÉRIVÉS NITRÉS.							
Ni…éthane	CH^3AzO^2	61	+21,8	+28,8	″	″	169,8
Ni…ane	$C^2H^5AzO^2$	75	+31,9	+38,8	″	″	322,3
B…e nitrée	$C^6H^5AzO^2$	123	— 2 env.	+ 5,1	+7,8	″	733,2
binitrée (o.)	$C^6H^4Az^2O^4$	168	″	″	+0,3	″	703,5
B…ne binitrée (m.)	$C^6H^4Az^2O^4$	″	″	″	+ 6,8	″	697,0
» (p.)	Id.	″	″	″	+ 8,4	″	695,4
trinitrée … métr. (1.3.5)	$C^6H^3Az^3O^6$	213	″	″	+ 5,5	″	663,8
B…ne trinitrée (1.2.4)	″	″	″	″	— 9,2	″	678,5
T…ne nitré	$C^7H^7AzO^2$	137	″	+20,1	″	″	881,5
N…aline nitrée	$C^{10}H^7AzO^2$	173	″	— 2,2	— 6,5	″	1191
DÉRIVÉS MÉTALLIQUES.							
Z…éthyle	$C^4H^{10}Zn$	123	″	+ 2,8	″	″	+403,5

Alcools.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé — gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			ALCOOLS MONOATOMIQUES.				
Alcool méthylique.....	CH^4O...........	32	+53,3	+ 61,7	... //	+63,7	170,6
Alcool éthylique......	C^2H^6O..........	46	+59,8	+ 69,9	... //	+72,4	325,7
{ Alcool propylique...	C^3H^8O..........	60	+68,6	+ 78,6	... //	+81,7	480,3
{ Alcool isopropylique.	...... //	//	... //	+ 80,6	... //	+84,4	478,3
Alcool allylique.......	C^3H^6O..........	58	... //	+ 47,2	... //	+49,3	442,7
{ Alcool isobutylique..	$C^4H^{10}O$.........	74	... //	+ 85,5	... //	+88,4	636,7
{ Alc. triméthylcarbinol	...... //	//	... //	... //	+ 89,4	+92,6	632,8
{ Alc. amylique (ferm.)	$C^5H^{12}O$.........	88	+80,9	+ 91,6	... //	+94,4	793,9
{ Diméthyléthylcarbinol	...... //	//	+87,5	+ 97,0	... //	... //	788,5
Éthylvinylcarbinol.....	$C^6H^{10}O$.........	86	... //	+ 63,3	... //	... //	753,2
Allyldiméthylcarbinol..	$C^6H^{12}O$.........	100	... //	+ 65,8	... //	... //	914,0
Alcool benzylique.....	C^7H^8O..........	108	... //	+ 40,8	... //	... //	895,3
Alcool caprylique.....	$C^8H^{18}O$.........	130	... //	+113,3	... //	... //	1262,1
Diallylméthylcarbinol..	$C^8H^{14}O$.........	126	... //	+ 36,0	... //	... //	1201,4
{ Allyldipropylcarbinol.	$C^{10}H^{20}O$.........	156	... //	+ 83,1	... //	... //	1549,9
{ Menthol............	...... //	//	... //	+121,1	+123,0	... //	1509,2
{ Camphol (dextrogyre)	$C^{10}H^{18}O$.........	154	... //	... //	+ 97,0	... //	1467,0
{ » inactif (neutre).	...... //	//	... //	... //	+ 87,9	... //	1476,1
{ » de valériane...	...... //	//	... //	... //	+ 89,2	... //	1474,8
{ Hydrate de caoutchine	...... //	//	... //	... //	+ 86,6	... //	1477,4
Diphénylcarbinol......	$C^{33}H^{12}O$.........	184	... //	... //	+ 23,9	... //	1616,0
Alcool éthalique......	$C^{16}H^{34}O$.........	242	... //	... //	+177,6	... //	2504,2
Triphénylcarbinol.....	$C^{19}H^{16}O$.........	260	... //	... //	+ 1,9	... //	2341,8

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ALCOOLS POLYATOMIQUES.							
Alcools diatomiques.							
col	$C^2H^6O^2$	62	... //	+112,3	... //	+114,0	283,3
hydride (éther)	C^2H^4O	42	+18,2	+ 24,3	... //	+ 25,8	308,4 gaz
ppylglycol	$C^3H^8O^2$	76	... //	+127,7	... //	... //	431,2
propylglycol	//	//	... //	+122,7	... //	... //	436,2
kone	$H^{14}O^2$	118	... //	... //	+151,1	... //	897,7
rpine	$C^{10}H^{20}O^2$	172	... //	... //	+176,3	... //	1456,7
hydrides : Terpilénol actif	$C^{10}H^{18}O$	154	... //	+ 87,1	... //	... //	1476,9
Terpilénol inactif	//	//	... //	+ 94,0	... //	... //	1470,0
rénine (alcoolphén.)	$C^7H^8O^2$	124	... //	... //	+ 90,1	— 86,9	846,0
Alcools triatomiques.							
cérine	$C^3H^8O^3$	92	... //	+161,7	+165,6	+167,1	397,2
Alcools tétratomiques.							
thrite	$C^4H^{10}O^4$	122	... //	... //	+219,7	+214,4	502,6
térythrite	$C^5H^{12}O^4$	136	... //	... //	+221,2	... //	661,4
Alcools pentatomiques.							
bitol	$C^5H^{12}O^5$	152	... //	... //	+273,5	... //	612,0
uercite	$C^5H^{12}O^5$	164	... //	... //	+269,4	... //	710,4
Rhamnose	//	//	... //	... //	+261,3	... //	718,5
Fucose	//	//	... //	... //	+267,6	... //	712,2

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			Alcools hexatomiques.				
Mannite	$C^6H^{14}O^6$	182	//	//	+320,3	+315,7	728,5
Dulcite	//	//	//	//	+319,4	+313,5	729,4
Inosite inactive	$C^6H^{12}O^6$	180	//	//	+313,3	+309,4	666,5
Inosite droite et gauc.	//	//	//	//	+316,2	+314,2	663,6
Inosite neutre	//	//	//	//	+318,0	+314,1	661,8
Inosite racémique	C^6 dr. + C^6 gauche	//	//	//	+ 3,7	0,0	//
Sorbine	$C^6H^{12}O^6$	180	//	//	+311,2	//	668,6
			Alcools heptatomiques.				
Glucoheptite	$C^2H^{16}O^7$	212	//	//	+370,9	//	841,2
			HYDRATES DE CARBONE.				
Arabinose	$C^5H^{10}O^5$	150	//	//	+258,8	//	557,2
Xylose	//	//	//	//	+255,8	//	560,7
Glucose	$C^6H^{12}O^6$	180	//	//	+302,6	+300,4	677,2
	$C^6H^{12}O^6 + H^2O$ sol.	198	//	//	+ 3,7	//	//
	$C^6H^{12}O^6 + H^2O$ liq.	//	//	//	+ 5,0	//	//
Lévulose	//	//	//	//	+303,9	//	675,9
Galactose	//	//	//	//	+309,9	//	669,9
Glucoheptose	$C^7H^{14}O^7$	210	//	//	+359,2	//	783,9
			Diglucoses.				
Saccharose (sucre de canne)	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	//	//	+535,6	+534,8	1355,0
Lactose (sucre de lait)	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	//	//	+537,4	//	1351,4
//	Glucose + Galactose — H^2O sol.	//	//	//	— 4,8	//	//
Maltose	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	//	//	+538,1	//	1350,7
Tréhalose	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	//	//	+538,9	//	1349,9

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé: gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
		Triglucoses.					
élitose	$C^{18}H^{32}O^{16}$	504	″	″	+775,3	+766,9	2026,1
élitose (raffinose)	$C^{18}H^{32}O^{16}+5H^2O$ sol.	594	″	″	+ 11,6	″	″
	$C^{18}H^{32}O^{16}+5H^2O$ liq.	″	″	″	+ 18,1	″	″
élézitose	$C^{18}H^{32}O^{16}.H^2O$	522	″	″	+827,4	″	2843,0
		Polyglucosides : $(C^6H^{10}O^5)^n = 162\,n$.					
extrine	Calculé pour	162	″	″	+243,6	″	667,2
nuline	″	″	″	″	+231,4	″	678,3
midon	″	″	″	″	+225,9	″	684,9
ellulose	″	″	″	″	+230,4	″	680,4
lycogène	″	″	″	″	+228,9	″	678,9
		PHÉNOLS.					
hénol	C^6H^6O	94	″	+34,5	+ 36,8	+ 34,2	736,0
Résorcine	$C^6H^6O^2$	110	″	″	+ 89,4	+ 85,6	683,4
Hydroquinone	″	110	″	″	+ 87,3	+ 82,9	685,5
Pyrocatéchine	″	110	″	″	+ 87,6	+ 84,1	685,2
Pyrogallol	$C^6H^6O^3$	126	″	″	+139,5	+135,8	633,3
Phloroglucine	$C^6H^6O^3+H^2O$ sol.	144	″	″	+ 3,7	″	″
	$C^6H^6O^3+H^2O$ liq.	″	″	″	+ 5,0	″	″
Crésol ortho	C^7H^8O	108	″	″	+ 56,3	+ 54,2	879,8
Crésol méta	″	″	″	″	+ 55,1	″	881,0
Crésol para	″	″	″	+50,9	+ 55,7	+ 53,6	880,4
Orcine	$C^7H^8O^2$	124	″	″	+111,4	+109,0	824,7
	$C^7H^8O^2+H^2O$ sol.	142	″	″	+ 1,7	″	″
	$C^7H^8O^2+H^2O$ liq.	″	″	″	+ 3,0	″	″
Xylénol ortho	$C^8H^{10}O$	122	″	″	+ 64,0	″	1035,4
Xylénol méta	″	″	″	″	+ 61,9	″	1037,5
Xylénol para	″	″	″	″	+ 63,8	″	1035,6
Pseudocuménol	$C^9H^{12}O$	136	″	″	+ 71,2	″	1191,5
Thymol	$C^{10}H^{14}O$	150	″	″	+ 76,0	″	1350,0
Eugénol (dérivé allylique)	$C^{10}H^{12}O$	164	″	+70,1	″	″	1286,9
Isoeugénol (dérivé propénylique)	″	″	″	+78,9	″	″	+1278,1
Bétel phénol	″	″	″	+70,1	″	″	1286,9

Phénols.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé liquide.	solide.	dissous.
		Dérivés substitués.			
Phénol bromé	C^6H^5BrO	173	+33,7 (¹)	+36,7	+33,0
» bibromé	$C^6H^4Br^2O$	252	+29,9 (¹)	+33,4	//
» tribromé	$C^6H^3Br^3O$	331	» (¹)	+31,5 (¹)	//
Phénol nitré (o.)	$C^6H^5AzO^3$	139	+46,4	+50,1	//
» (p.)	»	//	//	+49,2	//
Phénol trinitré (ac. picrique)	$C^6H^3Az^3O^7$	229	//	+46,8	+39,7
Résorcine tribromée	$C^6H^3Br^3O^2$	347	//	+66,3 (¹)	+64,1
Orcine tribromée	$C^7H^5Br^3O^2$	361	//	+99,3	//
		Picrates.			
Sel K	$C^6H^2KAz^3O^7$	267,1	//	+110,1	+100,1
» Na	» Na	251	//	+103,4	+ 97,0
» Am	» Am	246	//	+ 81,9	+ 73,2
» Ca	$(C^6H^2Az^3O^7)^2$ Ca	496	//	+185,4	+187,6
» Sr	» Sr	543,5	//	+196,0	+196,8
» Ba	» Ba	593,5	//	A + 70,6	A + 63,9
» Mg	» Mg	480	//	+172,6	+187,3
» Zn	» Zn	521	//	+102,8	+114,3
» Cu	» Cu	519,3	//	+ 60,4	+ 63,7
» Pb	» Pb	661,9	//	+ 82,2	— 75,1
» Hg	» Hg	656	//	+ 42,8	+ 38,1

(¹) Br liquide.

Éthers.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé: gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Éthers méthyliques.							
ers des hydracides.. (*voir* p. 790, 791)							
er azotique.........	$CH^3.AzO^3$.....	.. 77	... //	+ 39,9	... //	... //	. 157,9
er méthylcarbonique.	$(CH^3)^2CO^2$....	.. 74	+143,1	+151,0	... //	... //	. 339,7
er diméthylique.....	$(CH^3)^2O$......	.. 46	+ 51,4	... //	... //	+ 59,7	. 344,2
. phénylméth.(anisol)	$(CH^3.C^6H^5)O$.	. 108	... //	+ 30,6	... //	... //	. 905,5
ther résorcinodiméthylique...........	$(CH^3)^2C^6H^4O^2$.	. 138	... //	... //	+ 76,4	... //	1023,0
ther hydroquinonediméthylique.........	.... id.	.. »	... //	... //	+ 84,3	... //	1015,1
er crésylméthylique (méta).............	$(CH^3.C^7H^7)O$.	. 122	... //	+ 42,1	... //	... //	1057,3
er xylénylméthylique (méta)............	$(CH^3.C^8H^9)O$.	. 136	... //	+ 49,0	... //	... //	1213,2
hylal diméthylé (?)..	$C^3H^8O^2$.......	.. 76	+118,2	+125,0	... //	+128,2	. 440,7 gaz
Éthers éthyliques.							
ıers des hydracides.. (*voir* p. 790, 791)							
ide éthylsulfurique.. (*voir* p. 792)							
ıer azotique.........	$C^2H^5.AzO^3$....	.. 91	... //	+ 48,5	... //	... //	. 312,6
ıer phosphorique	$(C^2H^5)^3PO^4$ (¹)	. 182	... //	— 6,7	... //	... //	.... //
ıer carbonique.......	$(C^2H^5)^2CO^3$...	. 118	+165,7	+174,3	... //	... //	+642,2
ıer silicique.........	$(C^2H^5)^4SiO^2$...	... //	... //	... //	... //	... //	1434,4+x (²)
» diéthylique.......	$(C^2H^5)^2O$.....	.. 74	+ 62,8	+ 70,5	... //	+ 76,4	. 651,7 liq.
» phényléthylique ..	$(C^2H^5.C^6H^5)O$.	. 122	... //	+ 42,2	... //	... //	1057,2
» crésyléthyl. (para)	$(C^2H^5.C^7H^7)O$.	. 136	... //	+ 49,6	... //	... //	1213,1
» xylényléthyl. (p.).	$(C^2H^5.C^8H^9)O$.	. 150	... //	+ 57,2	... //	... //	1368,8
d. diéthylique (acétal).	$C^6H^{14}O^2$.......	. 118	... //	+130,2	... //	... //	. 918,6

(¹) Depuis PO^4H^3 crist. $+3C^2H^6O-3H^2O$. — (²) x chaleur de transformation de SiO^2 gélatineux.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — État du composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			Éthers propyliques et autres.				
Éther phénylpropylique.	$(C^8H^8.C^6H^5)O$.	136	... //	+ 49,3	... //	... //	1213,4
Méthylchavicol (allyl.)	$C^{10}H^{12}O$.......	148	... //	+ 21,9	... //	... //	1335,1
Anéthol (propénylique)	..... »	148	... //	... //	+ 32,8	... //	1324,2
Safrol (allylique)	$C^{10}H^{10}O^2$......	162	... //	+ 43,3	... //	... //	1244,7
Isosafrol (propényliq.)	$C^{10}H^{10}O^2$......	162	... //	+ 53,5	... //	... //	1233,6
Méthyleugénol.......	$C^{11}H^{14}O^2$......	178	... //	+ 61,2	... //	... //	1459,4
Méthylisoeugénol	..... »	»	... //	+ 72,3	... //	... //	1448,0
Éthylisoeugénol........	$C^{12}H^{16}O^2$......	192	... //	+ 80,7	... //	... //	1602,9
Asarone (propényl)....	$C^{12}H^{16}O^3$......	208	... //	+106,8	... //	... //	1576,8
Apiol (allyl)........	$C^{12}H^{14}O^4$......	222	... //	... //	+115,0	... //	1499,6
Isoapiol (propényl)..	..... »	»	... //	... //	+125,6	... //	1489,0
			Éthers.				
Glycol monochlorhydriq.	C^2H^5ClO......	80,5	... //	+ 76,2	... //	+ 77,5	.... //
Nitroglycérine.........	$C^3H^5(AzO^3)^3$.. par les éléments	227	... //	+ 94,2	... //	... //	361,2
	$C^7H^8O^3$ + 3 AzO^3H-3 H^2O tout liquide	//	... //	+ 14,7	... //	... //	.... //
Nitromannite	$C^6H^8(AzO^3)^6$.. par les éléments	432	... //	... //	+179,4	... //	662,0
Amidon azotique.......	$nC^6H^{10}O^4(AzO^3)$ par les éléments	207 n	... //	... //	+210,9	... //	665,0
Cellulose azotique ...... (coton-poudre)	$C^{24}H^{40}(AzO^3)^{11}$ par les éléments	624	... //	... //	+745,6	... //	2518,1

Alcoolates.

NOMS.	FORMULE.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous N.	Le composé seul solide.	Générateur, carboné et eau liquides.	Tout solide S.
éthylates........	CH^3KO......	$CH^4O + KOH$.........	+ 0,1	−12,7	+ 4,3	//
	CH^3NaO.....	» $NaOH$........	+ 0,0	−11,9	+ 1,3	//
	Composé :....	$4CH^4O + BaO$........	//	+62,5	//	//
		$2CH^4O + BaO + H^2O$ (solide).	//	+16,7	//	//
		$CH^4O + CH^3NaO$......	//	+ 8,8	//	//
hylates.........	C^2H^5KO.....	$C^2H^6O + KOH$........	+ 0,0	−14,7	+ 0,45	//
	C^2H^5NaO....	» $NaOH$.......	− 0,1	−13,6	− 1,0	//
	Composé :....	$2C^2H^6O + C^2H^5NaO$...	//	+ 8,1	//	//
		$3C^2H^6O + C^2H^5NaO$...	//	+ 8,8	//	//
		$4C^2H^6O + 3CaO$......	//	+55,6	//	//
		$4C^2H^6O + 3BaO$......	//	+45,0	//	//
		$2C^2H^6O + BaO.H^2O$...	0,0	0,0	//	//
ropylates.......	C^3H^7KO.....	$C^3H^8O + KOH$........	+ 0,0	−14,9	+ 0,8	//
	C^3H^7NaO....	» $NaOH$.......	− 0,1	−13,6	− 0,6	//
opropylates......	C^3H^7KO.....	$C^3H^8O + KOH$........	− 0,1	//	− 1,5	//
	C^3H^7NaO....	» $NaOH$.......	− 0,1	−16,5	− 2,9	//
	Composé :....	$3C^3H^8O$(iso)$+C^2H^5NaO$	//	+13,0	//	//
		$3C^3H^8O$(iso)$+C^3H^7NaO$	//	+13,2	//	//
obutylates.......	C^4H^9KO.....	$C^4H^{10}O + KOH$.......	+ 0,0	−17,2	− 1,6	//
	C^4H^9NaO....	» $NaOH$......	− 0,1	−14,4	− 1,5	//
riméthylcarbylates	C^4H^9NaO....	$C^4H^{10}O + NaOH$.......	+ 0,0	−18,3	//	− 3,6
mylates..........	$C^5H^{11}KO$.....	$C^5H^{12}O + KOH$.......	0,0	−14,0	+ 1,5	//
	$C^5H^{11}NaO$...	$C^5H^{12}O + NaOH$......	− 0,1	−14,3	− 1,6	//
lycolates.........	$C^2H^5NaO^2$...	$C^2H^6O^2 + NaOH$.......	+ 0,3	− 5,7	+ 5,8	//
	$C^2H^4Na^2O^2$...	$C^2H^6O^2 + 2NaOH$.....	+ 0,4	−21,1	+ 0,35	//
		$C^2H^5NaO^2 + NaOH$....	+ 0,1	//	//	− 4,2
»	.... //	$C^2H^6O^2 + C^2H^5NaO^2$...	//	+ 7,0	//	//
»	Composé :....	$CH^4O + C^2H^5NaO^2$....	//	+ 6,15	//	//
		$C^2H^6O + C^2H^5NaO^2$...	//	+ 5,0	//	//
		C^3H^8O norm.$+C^2H^5NaO^2$	//	+ 6,4	//	//
		C^3H^8O iso »	//	+ 6,0	//	//
lycérinates.......	$C^3H^7KO^3$.....	$C^3H^8O^3 + KOH$........	+ 0,6	+ 0,4	+14,5	+12,0
	$C^3H^6K^2O^3$....	» $2KOH$......	+ 0,7	//	//	//
	$C^3H^5K^3O^3$....	» $3KOH$......	+ 0,8	//	//	//

NOMS.	FORMULE.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous N.	Le composé seul solide.	Générateur, carboné et eau liquides.	Tout solide S.
Glycérinates.......	$C^3H^7NaO^3$...	$C^3H^8O^3 + NaOH$.......	+ 0,5 ...	− 0,6	+10,6	+ 8,1
	$C^3H^6Na^2O^3$...	» 2NaOH.....	+ 0,6 ...	−13,9	+ 7,5	+ 6,2
	$C^3H^5Na^3O^3$...	$C^3H^8O^3 + 3NaO$......	+ 0,7 ...	−26,8	+ 4,4	+ 4,4
»	Composé :....	$CH^4O + C^3H^7KO^3$.....	.. ″ ...	+ 3,65	.... ″ .	.. ″
		$C^2H^6O + C^3H^7KO^3$....	.. ″ ...	+ 2,7	.... ″ .	.. ″
		C^3H^8O (normal) + Id..	.. ″ ...	+ 3,8	.... ″ .	.. ″
		$C^5H^{12}O$ (ferme) + Id..	.. ″ ...	+ 1,8	.... ″ .	.. ″
»	»	$CH^4O + C^3H^7NaO^3$....	.. ″ ...	+ 5,0	.... ″ .	.. ″
		C^2H^6O + Id........	.. ″ ...	+ 4,6	.... ″ .	.. ″
		C^3H^8O (norm.) + Id...	.. ″ ...	+ 4,7	.... ″ .	.. ″
		C^3H^8O (iso) + Id......	.. ″ ...	+ 2,8	.... ″ .	.. ″
»	»	$C^2H^5KO + C^3H^7KO^3$..	.. ″ ...	+ 1,2	.... ″ .	.. ″
		$C^2H^5NaO + C^3H^7NaO^3$	.. ″ ...	+ 1,1	.... ″ .	.. ″
Érythrinates.......	$C^4H^9KO^4$.....	$C^4H^{10}O^4 + KOH$.......	+ 0,7 ...	+ 1,9	.... ″ .	+10,7
	$C^4H^8K^2O^4$....	» 2KOH.....	+ 0,9 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^4H^7K^3O^4$....	» 3KOH.....	+ 1,1 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^4H^6K^4O^4$....	» 4KOH.....	+ 1,1 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
»	$C^4H^9NaO^4$...	» NaOH......	+ 0,7 ...	+ 0,2	.... ″ .	+ 6,25
	$C^4H^8Na^2O^4$...	» 2NaOH....	+ 0,9 ...	−11,6	.... ″ .	+ 5,7
	$C^4H^7Na^3O^4$...	» 3NaOH....	+ 1,0 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^4H^6Na^4O^4$...	» 4NaOH....	+ 1,05 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
»	Composé :....	$CH^4O + C^4H^9NaO^4$....	.. ″ ...	+ 4,5	.... ″ .	.. ″
		C^2H^6O + Id.	.. ″ ...	+ 5,0	.... ″ .	.. ″
		$3C^2H^6O$ + Id.	.. ″ ...	+13,25	.... ″ .	.. ″
» .... Id. Hydrates.	$C^4H^9NaO^4 + \frac{1}{2}H^2O$ sol.............		+ 0,5 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	» 2H²O sol..............		+ 3,8 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^4H^9NaO^4 + \frac{1}{2}H^2O$ sol.............		+ 2,3 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^4B^8Na^2O^4 + 4H^2O$ sol.............		+ 8,7 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^4H^8Na^2O^4 + 2NaOH$ sol.............		+ 2,9 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
Mannitates........	$C^6H^{13}KO^6$....	$C^6H^{14}O^6 + KOH$.......	+ 1,1 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	$C^6H^{13}NaO^6$...	» NaOH......	+ 1,1 ...	− 3,8	.... ″ .	+ 3,0
	Composé :....	$C^6H^{13}NaO^6 + C^2H^5NaO$	.. ″ ...	+ 6,0	.... ″ .	.. ″
Glucosates.........		$C^6H^{12}O^6 + KOH$.......	+ 3,6 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	»	» 2KOH....	+ 4,2 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
		$C^6H^{12}O^6 + NaOH$......	+ 3,4 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
	»	» 2NaOH.....	+ 3,9 ...	.. ″	.... ″ .	.. ″
Gommates.........	″	$(C^6H^{10}O^5)^n + nNaOH$..	+ 0,8 × n	.. ″	.... ″ .	.. ″
	″	» 2nNaOH	+ 1,0 × n	.. ″	.... ″ .	.. ″

Phénates.

NOMS.	FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous N.	Le composé seul solide.	Générateur, carboné et eau liquides.	Tout solide S.
Phénol potassique..	C^6H^5KO	$C^6H^6O + KOH$	+ 8,2	+ 1,1	+11,4	+12,4
» sodique	C^6K^5NaO....	» NaOH.......	+ 8,0	− 1,3	+ 6,3	+ 7,3
		» 2NaOH......	+ 8,0	//	//	//
» ammonique..	$C^6H^6O.AzH^3$.	$C^6H^6O + AzH^3$........	+ 2,0	//	//	//
	//	» 2 AzH^3.......	+ 2,7	//	//	//
Ph. chloré (ortho).	//	$C^6H^5ClO + NaOH$.....	+ 9,3	+12,6	//	//
» (para)..	//		+ 8,9	//	//	//
» (méta)..	//		+ 7,8	//	//	//
Ph. bichloré (méta).	//	$C^6H^4Cl^2O + NaOH$....	+ 9,1	//	//	//
Phénol bromé	//	$C^6H^5BrO + NaOH$.....	+ 8,1	//	//	//
Phénol bibromé....	//	$C^6H^4Br^2O + NaOH$....	+ 8,45 (1)	//	//	//
	//	//	+ 4,9 (2)	//	//	//
Phénol tribromé....	//	$C^6H^3Br^3O + NaOH$....	+ 5,4 (3)	//	//	//
Acide phénolsulfurique (ortho)....	//	$C^6H^6SO^4 + KOH$.......	+13,1	//	//	//
	//	» 2KOH.....	+20,6	//	//	//
	//	» $\frac{1}{2}BaO^2H^2O$..	+13,5	//	//	//
» (para)..	//	$C^6H^6SO^4 + NaOH$.....	+13,4	//	//	//
	//	» 2NaOH....	+22,4	//	//	//
Ac. ph. sulf. bromé (ortho)...	//	$C^6H^5BrSO^4 + NaOH$...	+13,9	//	//	//
	//	» 2NaOH..	+24,5	//	//	//
(para)....	//	» NaOH...	+13,5	//	//	//
	//	$C^6H^5BrSO^4 + 2NaOH$..	+24,2	//	//	//
Ac. phén. sulfurique bibromé.........	//	$C^6H^4Br^2SO^4 + NaOH$..	+13,1	//	//	//
	//	» 2NaOH.	+25,7	//	//	//
Ac. ph. disulfurique	//	$C^6H^6S^2O^7 + NaOH$....	+13,3	//	//	//
	//	» 2NaOH...	+26,7	//	//	//
	//	» 3NaOH...	+36,0	//	//	//
»	//	» $BaO.H^2O$.	+27,3	//	//	//

(1) $C^6H^4Br^2O$ liquide.
(2) $C^6H^4Br^2O$ cristallisé.
(3) $C^6H^3Br^3O$ cristallisé.

Phénols. — Sels et congénères.

NOMS.	FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous N.	Le seul composé solide.	Tout solide S.
Phénol nitré (ortho)	$C^6H^4NaAzO^3$	$C^6H^5AzO^3 + NaOH$	+ 9,3	+11,1	+16,0
» (para)	»	//	+ 8,9	+ 6,2	+12,7
» (méta)	»	//	+ 8,4	+ 5,3	+11,3
	$C^6H^2KAz^3O^7$	$C^6H^3Az^3O^7 + KOH$	+13,7	+23,7	+29,0
	$C^6H^2NaAz^3O^7$	» NaOH	+13,8	+20,2	+24,2
	$C^6H^3Az^3O^7.AzH^3$	» AzH^3	+12,7	+21,4	+22,9 (AzH^3 gaz)
Phénol trinitré (acide picrique)	$(C^6H^2Az^3O^7)^2Ca$	$2C^6H^3Az^3O^7 + CaO.H^2O$	+27,6	+25,4	+17,0
	» Sr	» $+ SrO.H^2O$	+27,5	+26,7	+25,8
	» Ba	» $+ BaO.H^2O$	+27,6	+32,3	+31,0
	» Mg	» $+ MgO.H^2O$	+28,1	+13,4	+ 1,8
	» Zn	» $+ ZnO.H^2O$	+20,5	+ 9,0	— 2,6
	» Cu	» $+ CuO + H^2O$	+15,5	+12,2	— 0,3
	» Pb	» $+ PbO + H^2O$	+13,8	+20,9	+ 8,4
	» Hg	» $HgO + H^2O$	+ 6,2	+10,9	— 3,9
Résorcine	$C^6H^5NaO^2$	$C^6H^6O^2 + NaOH$	+ 8,2	— 0,6	+ 6,8
	$C^6H^4Na^2O^2$	» 2 NaOH	+15,6	— 4,9	+13,8
	»	» 3e NaOH	+ 0,7	//	//
Résorcine tribromée	//	$C^6H^3Br^3O^2$ sol. + excès NaOH	+20,8	//	//
	//				
	$C^6H^5NaO^2$	$C^6H^6O^2 + NaOH$	8,0	1,0	+ 7,8
	$C^6H^4Na^2O^2$	» 2 NaOH	14,3	6,4 [illegible]	11,7

Pyrogallol	$C^6H^5NaO^3$	$C^6H^6O^3 + NaOH$	+ 6,4	″	+ 9,4 env.
	$C^6H^4Na^2O^3$	» 2 NaOH	+12,8	″	+16,6 nv.
	$C^6H^3Na^3O^3$	» 3e NaOH	+ 1,0	— 8,9	+20,4
	$C^6H^3Na^3O^3$ s. + C^2H^6O liq.	″	″	+ 4,3	″
Phloroglucine	″	$C^6H^6O^3 + NaOH$	+ 8,35	″	″
	″	» 2 NaOH	+16,7	″	″
	″	» 3e NaOH	+ 1,5	″	″
Crésol (ortho)	C^7H^7NaO	$C^7H^8O + NaOH$	+ 7,6	″	″
	″	» 2 NaOH	+ 0,4	″	″
» (para)	C^7H^7NaO	$C^7H^8O + NaOH$	+ 7,8	″	″
	″	» 2 NaOH	+ 0,4	″	″
Orcine	$C^7H^7NaO^2$	$C^7H^8O^2 + NaOH$	+ 8,2	— 0,3	+ 8,5
	″	» 2e NaOH	+15,3	— 2,1	+17,6
	″	» 3e NaOH	+ 0,4	″	″
Saligénine	$C^7H^7NaO^2$	$C^7H^8O^2 + NaOH$	+ 6,2	″	″
Eugénol	$C^{10}H^{11}NaO^2$	$C^{10}H^{12}O^2 + NaOH$	+ 5,75 (1)	″	″
	″	» 2 NaOH	+ 6,6	″	″
Thymol	$C^{10}H^{13}NaO$	$C^{10}H^{14}O + NaOH$	+ 5,7 (2)	″	″
Naphtol α	$C^{10}H^7NaO$	$C^{10}H^8O + NaOH$	+ 2,8 (3)	″	″
» β	″	″	+ 2,2 (3)	″	″

(1) Eugénol liquide.
(2) Thymol cristallisé.
(3) Naphtol cristallisé.

Phénols. — Sels et congénères (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
	HYDRATES SALINS (eau solide).		
Phénol nitré (para)	"	$C^6H^4Na(AzO^2)O + 2H^2O$	+ 7,3
» (méta)	"	$C^6H^4Na(AzO^2)O + 2H^2O$	+ 7,8
Picrates	$C^6H^2(AzO^2)^3O = R$	$R^2Ba + H^2O$	+ 3,4
		» $+ 6H^2O$	+ 2,2
		$R^2Sr + 6H^2O$	+ 7,4
		$R^2Ca + 6H^2O$	+ 4,9
		$R^2Mg + 8H^2O$	+20,2
		$R^2Zn + 8H^2O$	+17,0
		$R^2Cu + 8H^2O$	+10,5
		$R^2Pb + 2H^2O$	+17,7
		$R^2Hg + 4H^2O$	+ 0,0
Éthylsulfates	$C^2H^5NaSO^4 + H^2O$ sol.	"	+ 0,8
	$(C^2H^5SO^4)Ba + 2H^2O$ sol.	"	+ 2,4
Benzinosulfates	$C^6H^5NaSO^3 + 2H^2O$ sol.	"	+ 0,0
	$(C^6H^5SO^3)^2Ba + 3H^2O$ sol.	"	+ 1,3

Phénols. — Sels et congénères (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous N.	Composé solide.	Tout solide S.
		COMPOSÉS DIVERS.			
·ométhane et alcalis.	.... //	$CH^3AzO^2 + KOH$	+ 7,0	.... //	.... //
·éthane	.... //	$C^2H^5AzO^2 + KOH$	+10,1	.... //	.... //
ide iséthionique. ...	$C^2H^5NaSO^4$..	$C^2H^6SO^4 + NaOH$	+13,7	.... //	.... //
ide éthylsulfurique..	$C^2H^5NaSO^4$..	$C^2H^6SO^4 + NaOH$	+13,7	+ 14,7	.... //
	.... //	» $+ \frac{1}{2}(BaO.H^2O)$	+13,9	$+ \frac{1}{2}$ 27,1	.... //
	.... //	» $+ \frac{1}{2}(MgO.H^2O)$	+13,7	.... //	.... //
	.... //	» $+ \frac{1}{2}(CoO.H^2O)$	+10,5	.... //	.... //
	.... //	» $+ \frac{1}{2}CuO$ précip	+ 7,5	.... //	.... //
idebenzinosulfurique.	$C^6H^5NaSO^3$..	$C^6H^6SO^3$ diss. + NaOH diss...	+13,6	+ 14,4	.... //
	.... //	» $+ \frac{1}{2}(BaOH^2O$ d.)	+13,7	$+ \frac{1}{2}$ 24,8	.... //

Aldéhydes.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ ÉTANT gazeux	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ALDÉHYDES MONOATOMIQUES.							
Aldéhyde éthylique	C^2H^4O	44	+ 51,1	+ 57,1	″	+ 60,7	275,5 gaz; 269,5 liq.
Métaldéhyde »	$(C^2H^4O)^3$	132	″	″	+174,0	″	805,8
Paraldéhyde »	″	″	″	+166,6	″	″	813,2
Aldéhyde crotonique	C^4H^6O	70	″	+ 41,9	″	″	542,3
Thiophène	C^4H^4S	84	″	− 14,9	″	″	670,9 Ac. sulf. ét.
Acide thiocarbonique	$C^5H^4SO^2$	128	″	+ 86,9	″	″	591,9
Acide tétrahydrocarbonique	$C^5H^8SO^2$	132	″	+116,4	″	″	700,4
Aldéhyde valérique	$C^5H^{10}O$	86	″	+ 74,3	″	″	742,2
Aldéhyde benzoïque	C^7H^6O	106	″	+ 25,4	″	″	841,7
» nitré	$C^7H^5(AzO^2)O$	151	″	+101,3	″	″	800,3
Aldéhyde cinnamique	C^9H^8O	132	″	+ 11,8	″	″	1112,9
ALDÉHYDES POLYATOMIQUES.							
Glyoxal	$C^2H^2O^2$	58	″	″	+ 85,3	+ 84,0	172,4
» changé en glycolide	″	″	″	″	5,0	″	″

[illegible]	[illegible]	88	//	106,3	//	//	[illegible]
Dérivé polymérique	$C^{15}H^{10}O^5$	270	//	//	+ 75,3	//	1084,2
Aldéhyde salicylique	$C^7H^6O^2$	122	//	+ 59,5	//	//	807,6
Aldéhyde méthylprotocatéchique (vanilline)	$C^8H^8O^3$	152	//	//	+115,7	//	914,7
Ald. méthylène protocatéchique (piperonal)	$C^8H^6O^3$	150	//	//	+ 90,8	//	870,6
Ald. dibenzylique (benzoïne)	$C^{14}H^{12}O^2$	212	//	//	+ 61,7	//	1672,5
Phtalide (?)	$C^8H^6O^2$	134	//	+ 77,25	//	//	884,15

Voir les GLUCOSES.

ACÉTONES.

Acétone diméthylique	C^3H^6O	58	+ 58,8	+ 66,3	//	+ 66,9	423,6
» diéthylique	$C^5H^{10}O$	86	//	+ 79,6	//	//	736,9
» mésitique (ox. de mésityle)	$C^6H^{10}O$	98	//	+ 64,7	//	//	846,1
» œnanthique (œnanthol)	$C^7H^{14}O$	114	//	+ 80,5	//	//	1062,6
» diisopropylique	//	//	//	+ 97,4	//	//	1045,7
» dipropylique	//	//	//	+ 89,3	//	//	1053,8
» méthylhexylique	$C^8H^{16}O$	128	//	+ 94,6	//	//	1211,8
Acétophénone	C^8H^8O	120	//	+ 41,9	//	//	988,5
Carvol	$C^{10}H^{14}O$	150	//	+ 51,3	//	//	1374,7
Carvacrol	$C^{10}H^{14}O$	150	//	+ 71,2	//	//	1354,8
Acétylacétone	$C^5H^8O^2$	100	//	+131,4	//	//	616,3
Benzalacétone	$C^{10}H^{10}O$	146	//	+ 25,5	+ 29,9	//	1262,5 liq.
Benzophénone	$C^{13}H^{10}O$	182	//	+ 7,4	+ 11,8	//	1558,1
Dibenzalacétone	$C^{17}H^{14}O$	234	//	− 2,9	//	//	2089,0

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ ÉTANT gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			CAMPHRES.				
Camphre des laurinées, dr. et gau.	$C^{10}H^{16}O$	152	"	"	+ 80,3	"	1414,7
» inactif	"	"	"	"	+ 80,8	"	1414,2
» nitré α	$C^{10}H^{15}(AzO^2)O$	197	"	"	+ 89,1	"	1371,4
Nitrocamphre (phénol)	$C^{10}H^{15}(AzO^2)O$	"	"	"	+125,2	"	1335,3
» hydraté.	$C^{10}H^{15}(AzO^2)O + H^2O$ liq.	"	"	"	+ 1,0	"	"
Cyanocamphre	$C^{10}H^{15}CyO$	177	"	"	+ 58,5	"	1496,3
Quinon	$C^6H^4O^2$	108	"	"	+ 47,0	+ 43,0	656,8
Quinon vert	$C^6H^4O^2 + C^6H^6O^2$	214	"	"	+ 9,1	Tout diss. + 0,5	"

ALDÉHYDES : DÉRIVÉS ÉTHÉRÉS.

Méthylal, acétal, *voir* p. 799.

ALDÉHYDES : DÉRIVÉS CHLORÉS ET ANALOGUES.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Aldéhyde chloré	C^2H^3ClO	78,5	+ 58,5	+ 64,7	"	"	"
(chlorure acétique)	C^2H^3ClO liq. + eau en excès	"	"	"	"	+ 23,3	"
Aldéhyde chloré	C^2H^3ClO	78,5	"	+ 63,4	"	"	"
Polymère de l'ald. chloré sol.	$(C^2H^3ClO)^n$	78,5 × n	"	"	(+ 70,7)^n	"	"
	Transformation du liq. en sol.	"	"	"	+ 7,3 × n	"	"
Aldéhyde bichloré (chlorure ac.)	$C^2H^2Cl^2O$	113	"	+ 69,8	"	+ 24,2	"
Ald. trichloré : Chloral	C^2HCl^3O	147,5	+ 69,0	+ 77,0	"	+ 88,9	"
	$C^2HCl^3O.H^2O$	165,5	+120,7	+152,6	+158,1	+157,9	"
» » hydraté.	$C^2HCl^3O + H^2O$	"	Tout gaz à 100°. + [illegible]	Tout liquide à 46°. + 7,3	Composants liquides. + [illegible]	"	"

Ald. tétrachloré (chlorure acide)	[illegible]						//
Ald. bromé (bromure acétique)	C^2H^3BrO	123	Br gaz.	+ 57,6	//	//	//
			Br liq.	+ 53,9	//	//	//
	C^2H^3BrO + eau	//	//	//	//	+ 23,3	//
Ald. iodé (iodure acétique)	C^2H^3IO	153,9	I gaz.	+ 47,2	//	//	//
			I sol.	+ 40,4	//	//	//
	C^2H^3IO + eau	//	//	//	//	+ 21,4	//
Aldéhyde butylique chloré	C^4H^7ClO	106,5	//	+ 78,1	//	//	//
(chlorure butyrique)	C^4H^7ClO + eau	//	//	//	//	+ 21,7	//
Aldéhyde butylique bromé	C^4H^7BrO	151	//	+ 70,3	//	//	//
(bromure butyrique)	C^4H^7BrO + eau	//	//	//	//	+ 22,4	//
Aldéhyde isobutylique chloré	C^4H^7ClO	106,5	//	+ 86,4	//	//	//
(chlorure isobutyrique)	C^4H^7ClO + eau	//	//	//	//	+ 20,2	//
Aldéhyde isobutylique bromé	C^4H^7BrO	151	//	+ 76,8	//	//	//
(bromure isobutyrique)	C^4H^7BrO + eau	//	//	//	//	+ 22,7	//
Aldéhyde valérique chloré	C^5H^9ClO	120,5	//	//	//	//	//
(chlor. valérique de la valériane)	C^5H^9ClO + eau	//	//	//	//	+ 20,2	//
Aldéhyde chloré de l'acide valérique de fermentation	//	//	//	+ 93,0	//	+ 20,6	//
Ald. chloré triméthylacétique	//	//	//	//	//	+ 14,4	//
Aldéhyde valérique bromé (acide de la valériane)	C^5H^9BrO	165	//	//	//	+ 22,7	//
Aldéhyde bromé (ac. de l'alcool de ferment.)	C^5H^9BrO	//	//	+ 84,1	//	+ 22,4	//
Aldéhyde benzylique chloré (chlorure benzoïque)	C^7H^5ClO	140,5	//	+ 53,9	//	+ 4,2	//
Aldéhyde orthotoluique chloré (chlorure orthotoluique)	C^8H^7ClO	154,5	//	+ 57,6	//	//	//
Aldéhyde (chlorure malonique)	$C^3H^2Cl^2O^2$	141	//	+ 104,9	//	//	//
» (chlorure phtalique)	$C^8H^4Cl^2O^2$	203	//	+ 97,8	//	+ 44,2 ou 22,1 × 2	//

Aldéhydes. — Réactions salines.

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. — N. Tout dissous.
Aldéhyde éthylique	$C^2H^4O + NaOH$	+ 4,3
» benzoïque	$C^7H^6O + NaOH$	+ 0,2
» salicylique	$C^7H^6O^2 + NaOH$	+ 8,0
» paraoxybenzoïque	$C^7H^6O^2 + NaOH$	+ 9,1
» pyromucique	$C^5H^4O^2 + KOH$	0,0
» méthylparaoxybenzoïque	$C^8H^8O^2 + NaOH$	0,0
» méthylprotocatéchique	$C^8H^8O^3 + NaOH$	+ 9,3
» méthylénoprotocatéchique	$C^8H^6O^3 + NaOH$	0,0
Acétylacétone	$C^5H^8O^2 + NaOH$	+11,0
	$2C^5H^8O^2 + CaO$: précip.	+20,7
Méthylacétylacétone	$C^6H^{10}O^2 + KOH$	+10,4
Éthylacétylacétone	$C^7H^{12}O^2 + KOH$	+ 9,8
Camphre nitré α	$C^{10}H^{15}(AzO^2)O$ sol. + NaOH diss.	+ 7.5
Nitrocamphre (phénol)	$C^{10}H^{15}(AzO^2)O$ diss. + NaOH diss.	+12,7
Quinon	$C^6H^4O^2$ diss. + NaOH	+35,4
	» 2ᵉ NaOH	+ 2,7
Alizarine	$C^{14}H^8O^4$ crist. + NaOH diss.	+ 5,15
	» 2ᵉ NaOH	+ 0,65

Acides.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé étant gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ACIDES MONOBASIQUES.							
formique	CH^2O^2	46	(vers 100°) + 96,7	+101,5	+104,0	+101,6	61,7 liq.
»	//	//	(vers 200°) + 90,7	//	//	//	//
acétique	$C^2H^4O^2$	60	(vers 120°) +112,1	+117,2	+119,7	+117,6	209,4 liq.
»	//	//	(vers 250°) +107,2	//	//	//	//
ydride acétique	$C^4H^6O^3$	102	... +145,6	+152,3	//	//	431,9
»	$C^4H^6O^3 + H^2O = 2C^2H^4O^2$	//	(tout gaz vers 140°) + 15,8	(tout liq.) + 13,1	//	//	//
»	//	//	(vers 200°) + 6,2	//	//	//	//
propionique	$C^3H^6O^2$	74	... +112,5	+122,5	//	+123,1	367,4
ydride propioniq.	$C^6H^{10}O^3$	130	//	+163,7	//	//	747,1
»	$C^6H^{10}O^3 + H^2O = 2C^3H^6O^2$	//	//	(+ 12,3 tout liq.)	//	(+ 12,3 tout diss.)	//
c. butyrique	$C^4H^8O^2$	88	//	+128,8	+130,3	+129,4	524,4
c. isobutyrique	//	//	//	+135,2	//	+136,2	518
crotonique	$C^4H^6O^2$	86	//	+103,5	+105,7	//	478,5
tétrolique	$C^4H^4O^2$	84	//	//	+ 62,5	//	452,7
c. valérique norm.	$C^5H^{10}O^2$	102	//	+134,7	//	//	681,8
c. val. ordin. (iso)	//	//	//	+142,5	//	+143,2	674,0
c. angélique	$C^5H^8O^2$	100	//	//	+112,5	//	635,1
c. tiglique	$C^5H^8O^2$	//	//	//	+120,9	//	626,6
c. caproïque	$C^6H^{12}O^2$	116	//	+149,6	//	//	830,2
c. isobutylacétiq.	$C^6H^{12}O^2$	//	//	+142,8	//	//	837,5
sorbique	$C^6H^8O^2$	112	//	//	+112,9	//	728,9
propylacétique	$C^7H^{14}O^2$	130	//	+148,0	//	//	994,7

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé étant gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Ac. benzoïque	$C^7H^6O^2$	122	″	+ 91,9	+ 94,2	+ 87,7	772,9
A. nitrobenzoïq. (o.)	$C^7H^5(AzO^2)^2O$	167	″	″	+102,2	″	730,4
» (m.)	»	″	″	″	+105,6	″	727,0
» (p.)	»	″	″	″	+103,8	″	728,8
Ac. phénylacétique	$C^9H^8O^2$	136	″	+ 93,8	+ 97,3	″	933,1
Ac. toluique (o.)	»	″	″	″	+101,0	″	929,4
» (p.)	»	″	″	″	+101,3	″	927,4
» (m.)	»	″	″	+100,0	+103,0	″	929,1
Ac. nonylique	$C^9H^{18}O^2$	158	″	″	+182,3	″	1287,4
Ac. heptylacétique	»	″	″	″	+160,2	″	1309,5
Ac. hydrocinnamiq.	$C^9H^{10}O^2$	150	″	″	+108,2	″	1085,5
Ac. diméthylbenz.. (mésitylénique)	»	″	″	″	+108,5	″	1085,2
Ac. cinnamique	$C^9H^8O^2$	148	″	″	+ 81,9	″	1042,8
Ac. allocinnamique	»	″	″	″	+ 86,7	″	1047,6
Ac. atropique	»	″	″	″	+ 83,9	″	1044,8
Ac. phénylpropioliq.	$C^9H^6O^2$	146	″	″	+ 32,0	″	1023,7
Ac. caprique	$C^{10}H^{20}O^2$	172	″	+170,8	+174,7	″	1458,3
Ac. campholique	$C^{10}H^{18}O^2$	170	″	″	+154,8	″	1409,2
Ac. camphique sol.	$C^{10}H^{16}O^2$	168	″	″	+129,1	+125,9	1365,9
» liq.	»	168	″	″	+131,7	″	1363,3
Ac. cuminique	$C^{10}H^{12}O^2$	164	″	″	+117,1	″	1239,9
Ac. isophénylcrotoniq	$C^{10}H^{10}O^2$	162	″	″	+ 92,0	″	1196,0
Ac. undécylique	$C^{11}H^{22}O^2$	186	″	″	+180,4	″	1615,9
Ac. undécylénique	$C^{11}H^{20}O^2$	184	″	″	+147,4	″	1580,0
Ac. undékolique	$C^{11}H^{18}O^2$	182	″	″	+120,2	″	1538,1
Ac. naphtoïque α	$C^{11}H^8O^2$	172	″	″	+ 80,7	″	1232,6
» β	»	″	″	″	+ 84,9	″	1228,4
Ac. laurique	$C^{12}H^{24}O^2$	200	″	+182,2	+187,8 ou +199,9	″	1771,8 ou 1759,7
Ac. diphénylacétique	$C^{14}H^{12}O^2$	212	″	″	+ 81,7	″	1652,5
Ac. myristique	$C^{14}H^{28}O^2$	228	″	+191,1	+200,3 ou +224,5	″	2085,9 ou 2061,7
Ac. palmitique	$C^{16}H^{32}O^2$	256	″	+233,8	+241,0 ou +214,0	″	2371,8 ou 2398,4

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE, le composé étant liq.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ide stéarique	$C^{18}H^{36}O^2$	284	//	+227,6 ou +261,6	//	2677,8 ou 2711,8
» élaïdique	$C^{18}H^{34}O^2$	282	//	+206,1	//	2644,3
» oléïque	//	//	+188,0	//	//	2682,0
» stéarolique	$C^{18}H^{32}O^2$	280	//	+172,5	//	2628,9
» arachique	$C^{20}H^{40}O^2$	312	//	+240,2	//	3025,8
» béhénique	$C^{22}H^{44}O^2$	340	//	+254,3	//	3328,3
» brassidique	$C^{22}H^{42}O^2$	338	//	+233,5	//	3290,1
» érucique	//	//	//	+226,4	//	3297,2
» béhénolique	$C^{22}H^{40}O^2$	336	//	+199,7	//	3254,9

ACIDES BIBASIQUES.

ide oxalique	$C^2H^2O^4$	90	//	+197,6	+195,3	60,2
	$C^2H^2O^4 + 2H^2O$ liq.	126	//	+ 6,2	//	//
	$C^2H^2O^4 + 2H^2O$ sol.	//	//	+ 3,6	//	//
» malonique	$C^3H^4O^4$	104	//	+213,7	+208,1	207,2
» succinique	$C^4H^6O^4$	118	//	+229,8	+223,4	354,4
hydride succinique	$C^4H^4O^3$	100	//	+151,1	//	364,1
	$C^4H^4O^3 + H^2O$ liq.	//	//	+ 9,7	//	//
	$C^4H^4O^3 + H^2O$ sol.	//	//	+ 8,4	//	//
de isosuccinique (méthylmalonique)	$C^4H^6O^4$	118	//	+221,7	+217,6	362,5
cide fumarique	$C^4H^4O^4$	116	//	+196,5	+192,6	318,6
» maléique	$C^4H^4O^4$	116	//	+188,4	+184,0	326,7
ydride maléique	$C^4H^2O^3$	98	//	+112,1	//	336,4
	$C^4H^2O^3 + H^2O$ liq.	//	//	+ 9,7	//	//
	$C^4H^2O^3 + H^2O$ sol.	//	//	+ 8,4	//	//
de acétylénodicarbonique	$C^4H^2O^4$	114	//	+140	//	306,2
cide glutarique	$C^5H^8O^4$	132	//	+231,4	+226,0	516,1
nhydride glutarique	$C^5H^6O^3$	114	//	+150,3	//	528,2
cide diméthylmalonique	$C^5H^8O^4$	132	//	+232,2	//	515,3
» éthylmalonique	$C^5H^8O^4$	132	//	+229,6	//	517,9
» méthylsuccinique (pyrotartrique)	$C^5H^8O^4$	132	//	+228,1	+223,1	519,4
cide itaconique	$C^5H^6O^4$	130	//	+201	+195,1	477,5
nhydride itaconique	$C^5H^4O^3$	112	//	+117,7	//	481,8
	$C^5H^4O^3 + H^2O$ sol.	//	//	+ 5,0	//	//

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE, le composé étant liq.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Acide mésaconique	$C^5H^6O^4$	130	//	+199,7	+194,2	478,8
» citraconique	$C^5H^6O^4$	130	//	+195,3	+192,5	483,2
Ac. triméthylènedicarb. αα.	$C^5H^6O^4$	130	//	+195,3	// //	483,2
» αβ.	//	//	//	+194,4	//	484,1
Acide adipique	$C^6H^{10}O^4$	146	//	+241,9	//	668,9
» méthyléthylmalonique.	//	//	//	+234,8	//	676,0
» propylmalonique	//	//	//	+234,4	//	676,4
» isopropylmalonique	//	//	//	+234,4	//	676,4
» diméthylsuccinique symétrique	//	//	//	+236,3	//	674,5
Ac. diméthylsuccinique non symétrique	//	//	//	+238,8	//	671,7
Ac. diméthylsuccinique para.	//	//	//	+239,5	//	671,0
Acide éthylsuccinique	//	//	//	+238,3	//	672,2
» méthylglutarique	//	//	//	+239,7	//	670,8
Ac. tétraméthylénodicarbon.	$C^6H^8O^4$	144	//	+199,4	//	642,4
Acide hydromuconique αβ..	$C^6H^8O^4$	144	//	+212,7	//	629,1
» βγ..	//	//	//	+212,4	//	629,4
Acide pimélique	$C^7H^{12}O^4$	160	//	+245,6	//	828,9
» diéthylmalonique	//	//	//	+241,2	//	832,9
Acide téraconique	$C^7H^{10}O^4$	158	//	+208,7	//	796,4
» pentaméthylénodicarboxylique	//	//	//	+229,1	//	776,0
Acide subérique	$C^8H^{14}O^4$	174	//	+247,9	//	989,5
» éthylpropylmalonique.	//	//	//	+247,4	//	989,9
Ac. hexahydrotéréphtalique cis.	$C^8H^{12}O^4$	172	//	+239,8	//	928,6
fum.	//	//	//	+238,9	//	929,5
Ac. tétrahydrophtalique Δ_1.	$C^8H^{10}O^4$	170	//	+216,6	//	882,8
» Δ_2.	//	//	//	+217,8	//	881,6
Ac. dihydrophtalique ortho.	$C^8H^8O^4$	168	//	+187,3	//	843,1
» Δ_{2-5}..	//	//	//	+185,0	//	845,4
» (téré) Δ_{1-4}..	//	//	//	+194,3	//	836,1
» (téré) Δ_{1-5}..	//	//	//	+187,7	//	842,7
Acide phtalique (ortho)	$C^8H^6O^4$	166	//	+189,8	+184,9	771,6 ou 779
» (méta)	//	//	//	+192,6	//	768,8
» téré (para).	//	//	//	+190,5	//	770,9
Anhydride (ortho)	$C^8H^4O^3$	148	//	+109,4	//	//
	$C^8H^4O^3 + H^2O$ liq.	//	//	+ 11,4	//	//
	$C^8H^4O^3 + H^2O$ sol	//	//	+ 9,1	//	//

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE, le composé étant liq.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Acide azélaïque	$C^9H^{16}O^4$	188	//	+259,4	//	1141,3
» dipropylmalonique	//	//	//	+254,6	//	1114,6
ide uvitinique	$C^9H^8O^4$	180	//	+195,8	//	928,9
Acide sébacique	$C^{10}H^{18}O^4$	202	//	+270,6	//	1293,4
» heptylmalonique	//	//	//	+261,3	//	1302,7
Acide camphorique	$C^{10}H^{16}O^4$	200	//	//	//	//
» » droit	//	//	//	+253,2	+256,7	1241,8
» » gauche	//	//	//	+249,2	//	1245,8
» » neutre	//	//	//	+241,5?	//	1253,5?
» » inactif	//	//	//	+244,1	//	1250,9
hydride camphorique	$C^{10}H^{14}O^3$	182	//	+163,8	//	1262,1
	$C^{10}H^{14}O^3 + H^2O$ liq	//	//	+ 20,3	//	//
	$C^{10}H^{14}O^3 + H^2O$ sol	//	//	+ 19,0	//	//
ide benzylmalonique	$C^{10}H^{10}O^4$	194	//	+202,1	//	1085,9
» benzalmalonique	$C^{10}H^8O^4$	192	//	+162,2	//	1056,8
» naphtalique	$C^{12}H^8O^4$	216	//	+162,6	//	1245,2
hydride naphtalique	$C^{12}H^6O^3$	198	//	+ 81,0	//	1257,6
	$C^{12}H^6O^3 + H^2O$ liq	//	//	+ 12,4	//	//
	$C^{12}H^6O^3 + H^2O$ sol	//	//	+ 11,1	//	//
Ac. diphénylsuccinique α	$C^{16}H^{14}O^4$	270	//	+180,6	//	1811,2
» » β	//	//	//	+180,1 ou +168,1	//	1807,7 ou 1823,7
» diphénylmaléique	$C^{16}H^{12}O^4$	268	//	//	//	//
hydride maléique	$C^{16}H^{10}O^3$	250	//	+ 83,7	//	1770,1
ide cétylmalonique	$C^{19}H^{36}O^4$	328	//	+326,0	//	2707,7

ACIDES TRIBASIQUES.

ide tricarballylique	$C^6H^8O^6$	176	//	+326,8	+320,3	515,0
» aconitique	$C^6H^6O^6$	174	//	+294,8	+290,6	478,0
» trimésique	$C^9H^6O^6$	210	//	+288,1	//	767,6

ACIDES TÉTRABASIQUES.

ide triméthylénotétracarbonique αββ	$C^7H^6O^8$	218	//	+384,1	//	483,0
ide pyromellique	$C^{10}H^6O^8$	254	//	+372,6	//	774,4

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ACIDES HEXABASIQUES.							
Acide hexahydromellique	$C^{12}H^{12}O^{12}$	348	... //	... //	+621,7	... //	923,9
» mellique	$C^{12}H^{6}O^{12}$	342	... //	... //	+550,4	+546,7	788,2
ACIDES A FONCTION MIXTE.							
Acide carbonique	CH^2O^3	62	... //	... //	... //	... //	.... //
Anhydride (*v.* t. II, p. 130)	CO^2	44	+ 94,3	... //	... //	+ 99,9	.... //
Acide glycollique	$C^2H^4O^3$	76	... //	... //	+160,3	+157,5	166,8
Anhydride (glycollide)	$C^2H^2O^2$	58	... //	... //	+ 90,2	... //	167,4
	$C^2H^2O^2 + H^2O$ liq.	//	... //	... //	+ 1,1	... //	.... //
	» sol.	//	... //	... //	— 0,2	... //	.... //
Acide glyoxylique	$C^2H^4O^4$ ou	92	... //	... //	+201,1	+198,6	125,5
	$C^2H^2O^3 + H^2O$	//	... //	... //	+132,1	... //	.... //
» lactique	$C^3H^6O^3$	90	... //	... //	+167,4*	... //	329,5*
» tartronique	$C^3H^4O^5$	120	... //	... //	+265,8	+261,4	255,1
» mésoxalique	$C^3H^2O^6$	136	... //	... //	+292,7	... //	128,3
» oxybutyrique α	$C^4H^8O^3$	104	... //	... //	+181,2	... //	472,0
» tartrique droit ou gauche	$C^4H^6O^6$	150	... //	... //	+302,3	+298,9	281,0
Acide racémique	Acide droit + ac. gauche = acide neutre (racémiq.)	//	... //	... //	+ 4,4	0,0	.... //
Acide lévulique	$C^5H^8O^3$	116	... //	+167,9	+170,1	+166,5	577,1
Acide pyromucique	$C^5H^4O^3$	112	... //	... //	+115,7	... //	493,8
» trioxyglutarique	$C^5H^8O^7$	180	... //	... //	+358,8	... //	388,7
» éthylacétoacétique	$C^6H^{10}O^3$	130	... //	+157,2	... //	+158,4	753,6
Anhydride (saccharine)	$C^6H^{10}O^5$	162	... //	... //	+253,9	... //	656,9
Anh. de l'ac. mannoniq. droit	$C^6H^{10}O^6$	178	... //	... //	+292,1	... //	618,7
» gauche	..... //	//	... //	... //	+294,2	... //	616,6
Anh. de l'ac. guloniq. gauche	$C^6H^{10}O^6$	178	... //	... //	+295,8	... //	615,0
Acide mucique	$C^6H^{10}O^8$	210	... //	... //	+426,9	... //	483,9
» allomucique	..... //	//	... //	... //	+416,3	... //	494,5
» citrique	$C^6H^7O^7$	192	... //	... //	+366,9	+364,8	474,9
	$C^6H^2O^7 + H^2O$ liq.	//	... //	... //	+ 2,4	... //	....
	» sol.	//	... //	... //	+ 1,1	... //	.... //

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ACIDES A FONCTION MIXTE (*suite*).							
térébique (anhydride).	$C^7H^{10}O^4$	158	//	//	+226,3	//	778,6
.de oxybenzoïque (ortho) » (salicylique)	$C^7H^6O^3$	138	//	//	+132,1	+125,7	735,0
» (méta)	//	//	//	//	+138,1	+132,5	729,0
» (para)	//	//	//	//	+141,2	+135,0	725,9
» (para)	$C^7H^6O^3+H^2O$ sol.	//	//	//	+ 0,8	//	//
.de résorcylique β	$C^7H^6O^4$	154	//	//	+190,2	//	676,9
..cide trioxybenzoïque (gallique).	$C^7H^6O^5$	170	//	//	+233,0	//	634,1
.c. pyrogallolcarboniq.	$C^7H^6O^5$	170	//	//	+233,4	//	633,7
de quinique	$C^7H^{12}O^6$	192	//	//	+240,4	+237,0	833,7
.glucoheptonique (anh.).	$C^7H^{12}O^7$	208	//	//	+347,5	//	726,6
ı. de l'ac. glucooctonique	$C^8H^{16}O^8$	238	//	//	+400,2	//	837,2
de anisique ... méthylparaoxybenz.)	$C^8H^8O^3$	152	//	//	+135,2	+127,8	895,2
.de phénylglycolique ... (benzylaloformique)	//	//	//	//	+139,6	+136,5	890,8
de phénoxylacétique	//	//	//	//	+127,4	//	903,0
orthoxytoluiq. ortho.	//	//	//	//	+147,0	//	883,4
» méta (orthocréosotique)	//	//	//	//	+151,1	//	879,3
de métatoluique dissym. (paracréosotique)	//	//	//	//	+150,3	//	880,1
de paratoluique (métacréosotique)	//	//	//	//	+152,0	//	878,4
.orthoxyméthylbenzoïq.	//	//	//	//	+142,6	//	887,8
nhydride	$C^8H^6O^2$	134	//	//	+ 76,7	//	884,7
	$C^8H^6O^2+H^2O$ liq.	//	//	//	+ 5,4	//	//
	» sol	//	//	//	+ 4,1	//	//
tonc campholén. inactif.	$C^{10}H^{16}O^2$	168	//	//	+140,9	//	1354,3
» dextrogyre	//	//	//	//	+143,8	//	1351,2
de phénylparaconique	$C^{11}H^{10}O^4$	206	//	//	+146,1	//	1196,2
cide benzallévulique α.	$C^{12}H^{12}O^3$	204	//	//	+131,5	//	1414,1
» » β.	//	//	//	//	+134,8	//	1410,8

Acides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS molé-culaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ACIDES A FONCTION MIXTE (*suite*).							
Acide diphénylacrylique (benzilique)	$C^{14}H^{12}O^3$	228	... "	... "	+115,1	... "	. 1619,1
Anhydride (benzilc)	$C^{14}H^{10}O^2$	210	... "	... "	+ 39,7	... "	. 1625,5
	$C^{14}H^{10}O^2+H^2O$ liq.	"	... "	... "	+ 6,4	... "	.... "
	» sol.	"	... "	... "	+ 5,1	... "	.... "
» dioxybéhénique	$C^{22}H^{44}O^4$	372	... "	... "	+357,1	... "	. 3235,5
Acide humique	$C^{18}H^{16}O^7$ ou polym.	344	... "	... "	+266,2	... "	1983,2
Anhydride humique	$C^{18}H^{14}O^6$	326	... "	... "	+182,5	... "	.... "
	$C^{18}H^{14}O^6+H^2O$ liq.	"	... "	... "	+ 14,7	... "	.... "
	» sol.	"	... "	... "	+ 13,4	... "	.... "
DÉRIVÉS CHLORÉS.							
Acide acétique chloré	$C^2H^3ClO^2$	94,5	... "	... "	+125,9	+123,6	.... "
» » trichloré	$C^2HCl^3O^2$	163,5	... "	... "	+144,7	+147,6	.... "

Formation saline.

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
Ac. formique, p. 740.					
Ac. acétique, p. 741.					
Ac. chloracétique	$C^2H^3ClO^2 + NaOH$	+14,4	.. //	.. //	.. //
Ac. trichloracétique	$C^2HCl^3O^2 + NaOH$	+14,1	+12,4	.. //	+26,4
»	» + KOH	+14,2	.. //	.. //	.. //
Ac. propionique	$C^3H^6O^2 + KOH$	+13,0	+10,0	+23,1	+24,4 — F (1)
»	» + NaOH	+13,5	+10,5	+20,9	+22,2 — F
»	$2C^3H^6O^2 + BaO.H^2O$	+26,8	+19,9	+31,4	+34,0 — 2F
» bromé	$C^3H^4Br^2O^2 + KOH$	+15,4	.. //	.. //	.. //
Ac. butyrique	$C^4H^8O^2 + NaOH$	+13,7	+ 9,5	+20,3	+21,6 — F
» iso	»	+14,0	.. //	.. //	.. //
Ac. valérique ordin	$C^5H^{10}O^2 + NaOH$	+14,0	+ 6,7	+17,2	+18,5 — F
» »	» + AzH^3	+12,7	+ 9,0	.. //	+18,5 — F (2)
» isopropylacétique	$C^5H^{10}O^2 + NaOH$	+14,4	.. //	.. //	.. //
» de la valériane	$C^5H^{10}O^2 + AzH^3$	+12,6	.. //	.. //	.. //
» triméthylacétique	$C^5H^{10}O^2 + KOH$	+13,6	+ 6,3	.. //	+20,4
Ac. caproïque	$C^6H^{12}O^2 + NaOH$	+14,7 (3)	.. //	.. //	.. //
» isobutylacétique	»	+14,5	.. //	.. //	.. //
Ac. sorbique	$C^6H^8O^2 + NaOH$	+12,9	.. //	.. //	.. //
Ac. benzoïque	$C^7H^6O^2 + NaOH$	+13,7	+12,9	.. //	+17,5
» »	» + KOH	+13,6	+15,1	.. //	+22,4
» »	» + AzH^3	+12,3	+16,0	.. //	+17,3 (3)
» »	$2C^7H^6O^2 + CaO.H^2O$	+27,8	+23,1	.. //	+15,8
Ac. nitrobenzoïque (ortho)	$C^7H^5(AzO^2)O^2 + NaOH$	+15,2	+11,6	.. //	+18,1
» » (para)	»	+15,3	+16,3	.. //	+18,5
» » (méta)	»	+12,8	+13,9	.. //	+19,4
Ac. campholique	$C^{10}H^{18}O^2 + NaOH$	+13 env.	.. //	.. //	.. //
Ac. campholénique crist.	$C^{10}H^{16}O^2 + NaOH$	+13,2	.. //	.. //	.. //
» » liq	»	+13,2	.. //	.. //	.. //
Ac. cuminique	$C^{10}H^{12}O^2 + NaOH$	+ 6,5 (4)	+2,5(4)	.. //	+13,6
» nitrocuminique	$C^{10}H^{11}(AzO^2)O^2 + NaOH$	+ 4,4 (4)	+5,6(4)	.. //	+16,7

(1) F chaleur de fusion de l'acide.
(2) AzH^3 gaz.
(3) Acide liquide.
(4) Acide solide.

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
	ACIDES BIBASIQUES.				
Acide oxalique, p. 742.					
Ac. malonique	$C^3H^4O^4 + KOH$	+13,4	+18,5	.. //	+28,7
	» $+ 2KOH$	+27,3	+25,2	.. //	+48,2
	$C^3H^4O^4 + C^3H^3KO^4$	+ 0,1	.. //	.. //	+ 4,0
»	$C^3H^4O^4 + NaOH$	+13,1	+19,2	.. //	+25,9
	» $+ 2NaOH$	+26,7	+23,6	.. //	+41,4
»	$C^3H^4O^4 + AzH^3$	+12,1	+18,1	.. //	+22,3 (¹)
	» $+ 2AzH^3$	+25,0	+27,5	.. //	+40,5 (¹)
»	$C^3H^4O^4 + LiOH$	+12,7	+14,1	.. //	+17,5
	» $+ 2LiOH$	+25,5	+22,0	.. //	+31,6
»	» $\frac{1}{2}(CaO.H^2O)$	+13,5	.. //	.. //	.. //
	» $CaO.H^2O$	+27,1	.. //	.. //	+20,5
»	» $\frac{1}{2}(BaO.H^2O)$	+13,5	.. //	.. //	.. //
	» $BaO.H^2O$	+30,1 précipité partiel	.. //	.. //	+31,3
»	» $\frac{1}{2}SrO.H^2O$	+13,85	.. //	.. //	.. //
	» $SrO.H^2O$	+26,9	.. //	.. //	+32,1
»	» $\frac{1}{2}ZnO.H^2O$	+ 6,7 précipité partiel	.. //	.. //	.. //
	» $ZnO.H^2O$	+13,0 (d°)	.. //	.. //	+10,0
»	» $+ Ag^2O + H^2O$ sol	.. //	.. //	.. //	+18,8
Ac. éthylmalonique	$C^2H^5.C^3H^3O^4 + KOH$	+13,45	+14,1	.. //	+28,5
Ac. malonique bibromé	$C^3H^2Br^2O^4 + 2KOH$	+29,4	+39,3	.. //	+69,0
	» $+ KOH$	+15,5	+21,1	.. //	+37,0
Ac. succinique	$C^4H^6O^4 + KOH$	+13,6	+19,0	.. //	+26,2
	» $+ 2KOH$	+26,4	+26,2	.. //	+46,2
»	» $+ NaOH$	+13,6	+16,4	.. //	+20,1
	» $+ 2NaOH$	+26,4	+24,0	.. //	+39,8
»	» $+ AzH^3$	+12,35	+17,2	.. //	+19,6 (¹)
	» $+ 2AzH^3$	+22,9	+26,4	.. //	+37,4 (¹)

(¹) AzH^3 gaz.

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
isosuccinique	$C^4H^6O^4$ + KOH	+13,9	+17,7	″	+28,2
	» 2KOH	+27,8	+24,7	″	+49,1
»	$C^4H^6O^4$ + NaOH	+13,45	″	″	″
	» 2NaOH	+26,4	+21,5	″	+40,5
fumarique	$C^4H^4O^4$ + NaOH	+13,2	″	″	″
	» 2NaOH	+26,6	″	″	″
maléique	$C^4H^4O^4$ + NaOH	+13,3	″	″	″
	» 2NaOH	+26,6	″	″	″
glutarique	$C^6H^8O^4$ + KOH	+13,7	+18,1	″	+26,6
	» 2KOH	+26,4	+21,8	″	+44,6
pyrotartrique	$C^5H^8O^4$ + KOH	+12,9	+16,0	″	+24,6
	» 2KOH	+26,5	+21,9	″	+44,8
»	$C^5H^8O^4$ + NaOH	+13,2	″	″	″
	» 2NaOH	+25,7	″	″	″
itaconique	$C^5H^6O^4$ + NaOH	+12,8	″	″	″
	» 2NaOH	+25,7	″	″	″
mésaconique	$C^5H^6O^4$ + NaOH	+13,6	″	″	″
	» 2NaOH	+27,2	″	″	″
citraconique	$C^5H^6O^4$ + NaOH	+13,8	″	″	″
	» 2NaOH	+27,1	″	″	″
Ac. phtalique (ortho)	$C^8H^6O^4$ + NaOH	+14,7	″	″	″
	» 2NaOH	+27,3	+27,1	″	+41,9
	$C^8H^6O^4$ sol. + excès NaOH	+22,1	+21,9	″	″
» (méta)	»	+17,4	+18,2	″	+40,4
» (para)	»	+16,3	+16,9	″	+39,1
» (ortho)	$C^8H^6O^4 + PbO + H^2O$	″	″	″	+11,1
» (para)	»	″	″	″	+ 9,4
» (méta)	»	″	″	″	+ 8,2
» (ortho)	$C^8H^6O^4 + Ag^2O + H^2O$	″	″	″	+12,0
» (para)	»	″	″	″	+13,2
» (méta)	»	″	″	″	+ 9,9
camphorique	$C^{10}H^6O^4$ + NaOH	+13,6	″	″	″
	» 2NaOH	+26,3	″	″	″
tricarballytique	$C^6H^8O^6$ + KOH	+13,2	+19,9	″	+27,1
	» 2KOH	+26,8	+30,8	″	+51,9 ou 25,9×2
	» 3KOH	+39,75	+39,65	″	+71,5 ou 23,8×3

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
Ac. tricarballylique	$C^6H^8O^6 +$ NaOH	+12,5 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 2 NaOH	+24,9 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 3 NaOH	+37,5 ..	+30,9	.. ″	.. +57,6 ou 19,2×3
Ac. aconitique	$C^6H^6O^6 +$ NaOH	+12,85 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 2 NaOH	+25,8 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 3 NaOH	+39,1 ..	.. ″	.. ″	.. ″
Ad. mellique	$C^{12}H^6O^{12} +$ NaOH	+14,64 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 2 NaOH	+29,3 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 3 NaOH	+43,8 ou 14,6×3	.. ″	.. ″	.. ″
	» 4 NaOH	+57,3 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 5 NaOH	+70,0 ..	.. ″	.. ″	.. ″
	» 6 NaOH	+82,7 ou 13,8×6	.. ″	.. ″	.. ″

ACIDES A FONCTION COMPLEXE.

NOMS.	COMPOSANTS.	Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
Acide carbonique, p. 775, 785.					
Ac. glycollique (ac. alcool)	$C^2H^4O^3 +$ NaOH	+13,6 ..	+16,1	.. ″	.. +24,5
	» 2e NaO	+ 0,8 var.	.. ″	.. ″	.. ″
	$C^2H^4O^3 +$ KOH	+13,7 ..	+15,3	.. ″	.. +26,4
	» AzH^3	+12,2 ..	+15,5	.. ″	.. +21,5 (1)
	$2C^2H^4O^3 + CaO.H^2O$	+28,2 ..	+29,8	.. ″	.. +26,8
	» $SrO.H^2O$	+28,0 ..	+29,2	.. ″	.. +36,0
	» $BaO.H^2O$	+27,8 ..	+32,9	.. ″	.. +40,1
	» $MgO.H^2O$	+27,5 ..	+23,1	.. ″	.. +18,8
	» $ZnO.H^2O$	+20,8 ..	+20,5	.. ″	.. +14,0
	» $CuO + H^2O$	+15,2 ..	+16,8	.. ″	.. +12,6
	» $PbO + H^2O$	+15,1 ..	+20,8	.. ″	.. +16,6
	$C^2H^4O^3 + C^2H^3NaO^3$	+ 0,2 ..	.. ″	.. ″	.. + 2,9
	$C^2H^4O^3 + C^2H^3AmO^3$	+ 0,2 ..	.. ″	.. ″	.. + 3,9

(1) AzH^3 gaz.

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
. glyoxylique	$C^2H^4O^4 + NaOH$	+13,2	+18,0	//	+26,6
	» $2^e NaOH$	+ 2,0	//	//	//
	$2C^2H^4O^4 + CaO.H^2O$	+28,0	+30,2	//	+31,2
. lactique	$C^3H^6O^3 + NaOH$	+13,5	//	//	//
	» $2^e NaOH$	+ 0,2	//	//	//
. glycérique	$C^3H^6O^4 + NaOH$	+11,3	//	//	//
	» $2 NaOH$	+23,5	//	//	//
. tartronique	$C^3H^4O^5 + KOH$	+13,8	+21,3	//	+31,4
	» $2 KOH$	+26,2	+31,0	//	+54,8
	» $NaOH$	+13,65	//	//	//
	» $2 NaOH$	+27,4	+30,5	//	+48,9
. malique	$C^4H^6O^5 + NaOH$	+12,4	+15,1	//	+21,9
	» $2 NaOH$	+24,9	+23,1	//	+41,9
	» KOH	13,4	+19,2	//	+29,6
	» $2 KOH$	26,3	+24,8	//	+47,0
. tartrique	$C^4H^6O^6 + KOH$	+13,1	+24,7	//	+35,0
	» $2 KOH$	+25,4	+21,8	//	+53,2
	» $NaOH$	+12,7	+18,4	//	+26,0
	» $2 NaOH$	+25,3 (1)	+26,4	//	+45,8
	» $+ KOH + NaOH$	+25,3	+27,2	//	+49,6
	» AzH^3	+11,7	//	//	//
	» $2 AzH^3$	+22,8	//	//	//
	» $CaO.H^2O$	+26,9	+28,7 (pp.) (2)	//	+33,4 (précipité)
	» $Ag^2O + H^2O$	//	+ 9,5 à 12,9 (précip.)	//	+ 6,0 à + 9,4 (précipité)
nétiques	$2C^4H^6O^6 + Sb^2O^3$	//	//	//	− 1,0
	$C^4H^5(SbO)O^6 + KOH$	//	//	//	+34,75
	» $\frac{1}{2}(Ag^2O + H^2O)$	//	//	//	+13,0
	» $\frac{1}{2}(BaO.H^2O)$	//	//	//	+21,9
. lévulique	$C^5H^8O^3 + KOH$	+13,1	+11,7	//	+21,9
	» $NaOH$	+13,1	+11,9	//	+19,5
. acrylacétique	$C^5H^6O^3 + NaOH$	+12,5	//	//	//

(1) Les quatre acides tartriques donnent la même valeur pour N.

(2) Racémate +32,8. Sel de l'acide inactif +27,2.

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acide et eau liquides.	Tout solide : S.
Ac. éthylacétoacétique	$C^6H^{10}O^3$ + KOH	+ 7,4	//	//	//
	» NaOH	+ 7,3	+ 3,9	//	+16,3 − F
Ac. citrique	$C^6H^8O^7$ + NaOH	+12,6	+19,0	//	+26,5
	» 2 NaOH	+25,4 ou 12,7×2	+26,6	//	+45,2 ou 22,6×2
	» 3 NaOH	+38,6 ou 12,9×3	+33,3	//	+62,8 ou 20,9×3
	» 4e NaOH	+ 0,8	//	//	//
	» + KOH	+12,7	+20,7	//	+30,6
	» 2 KOH	+25,4	+32,1	//	+55,9 ou 27,9×2
	» 3 KOH	+38,7	+35,9	//	+73,4 ou 24,5×3
	» 4e KOH	+ 0,2	//	//	//
	» + AzH^3	+11,2	//	//	//
	» 2 AzH^3	+22,4	//	//	//
	» 3 AzH^3	+34,0	//	//	//
	» 4e AzH^3	+ 0,2	//	//	//
	2 $C^6H^8O^7$ + BaO.H^2O	+26,7	//	//	//
	» 2 BaO.H^2O	//	+55,4 précip.	//	//
	» 3 BaO.H^2O	//	+85,4 précip.	//	//
	» 4e BaO.H^2O	//	+ 1,4	//	//
Ac. oxybenzoïque ortho (salicylique)	$C^7H^6O^3$ + NaOH	+12,8	+15,2	//	+19,7
	» 2 NaOH	+ 0,7	//	//	//
Ac. oxybenzoïque para	» + NaOH	+12,7	//	//	//
	» 2 NaOH	+21,5	//	//	//
	» 3 NaOH	+ 0,7	//	//	//
» méta	» + NaOH	+13,0	//	//	//
	» 2 NaOH	+21,4	//	//	//
	» 3 NaOH	+ 0,7	//	//	//
Ac. dioxybenzoïque (protocatéchique)	$C^7H^6O^4$ + NaOH	+12,9	//	//	//
	» 2 NaOH	+20,6	//	//	//
	» 3 NaOH	+ 0,1	//	//	//

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Acido et eau liquides.	Tout solide : S.
É méthylsalicylique	$C^8H^8O^3$ + NaOH	+ 4,0 (1)	.. //	.. //	...... //
	» 2° NaOH	+ 0,2 ..	.. //	.. //	...... //
	$C^7H^6O^5$ + NaOH	+13,1 ..	.. //	.. //	...... //
	» 2 NaOH	+20,4 ..	.. //	.. //	...... //
	» 3 NaOH	+26,4 ..	.. //	.. //	...... //
	» 4 NaOH	+29,1 ..	.. //	.. //	...... //
A ioxybenzoïque	» 5 NaOH	+30,1 ..	.. //	.. //	...... //
(gallique)	» + KOH	+13,2 ..	.. //	.. //	...... //
	» 2 KOH	+20,2 ..	.. //	.. //	...... //
	» 3 KOH	+26,5 ..	.. //	.. //	...... //
	» 4 KOH	+29,5 ..	.. //	.. //	...... //
	» 5 KOH	+30,0 ..	.. //	.. //	...... //
A ainique	$C^7H^{12}O^6$ + KOH	+13,4 ..	.. //	.. //	...... //
	$C^7H^4O^7$ + NaOH	+14,4 ..	.. //	.. //	...... //
A éconique	» 2 NaOH	+28,0 ..	.. //	.. //	...... //
	» 3 NaOH	+37,4 ..	.. //	.. //	...... //
	» 4 NaOH	+38,1 ..	.. //	.. //	...... //
A aisique	$C^8H^8O^3$ + NaOH	+13,0 ..	.. //	.. //	...... //
A éthylprotocatéchique.	$C^8H^8O^4$ + NaOH	+12,6 .. ou +5,1 (2)	.. //	.. //	...... //
(vanillique)	» 2 NaOH	+22,4 ..	.. //	.. //	...... //
	» 3 NaOH	+25,8 ..	.. //	.. //	...... //
A péronylique	$C^8H^6O^4$ + NaOH	+ 3,9 (2)	.. //	.. //	...... //
hylénoprotocatéchique)	» 2 NaOH	+ 4,2 (2)	.. //	.. //	...... //
A ratrique	$C^9H^{10}O^4$ + NaOH	+ 6,9 (2)	.. //	.. //	...... //
A périque	$C^{12}H^{10}O^4$ + NaOH	+13,0 .. ou +2,5 (2)	.. //	.. //	...... //
	$C^{18}H^{16}O^7$ + KOH	.. // ...	+13,1 (3) précip.	.. //	.. +27,9
A miquc	» 3 KOH	.. // ...	+19,1 précip.	.. //	.. +55,5 ou 17,8×3

(1) ner liquide.
(2) ide solide.

Formation saline. — Hydrates.

Les formiates, acétates, carbonates, oxalates, ont été donnés dans les Tableaux de CHIMIE MINÉRALE.

	EAU	
	liquide.	soilde.
Butyrate.		
$C^4H^7NaO^2 + \frac{1}{2}H^2O$	$-0,1$	$+0,55$
$C^4H^7NaO^2 + 3H^2O$	$-3,5$	$+0,4$
Valérate.		
$C^5H^9NaO^2 + 1\frac{1}{2}H^2O$	$+1,0$	$+2,95$
Cuminate.		
$C^{10}H^{11}NaO^2 + H^2O$	$+6,29$	$+5,0$
Malonates.		
$C^3H^2K^2O^4 + 2H^2O$	$+7,7$	$+5,1$
$C^3H^2Na^2O^4 + H^2O$	$+2,6$	$+1,3$
$C^3H^2CaO^4 + 2H^2O$	"	$+4,4$
$C^3H^2CaO^4 + 4H^2O$	"	$+9,0$
$C^3H^2BaO^4 + H^2O$	"	$+4,1$
$C^3H^2BaO^4 + 2H^2O$	"	$+4,3$
Succinates.		
$C^4H^4K^2O^4 + H^2O$	$+3,6$	$+2,3$
$C^4H^5KO^4 + H^2O$	$+2,25$	$+0,9$
$C^4H^4Na^2O^4 + 6H^2O$	$+13,4$	$+5,8$
Isosuccinate.		
$C^4H^4K^2O^4 + H^2O$	$+1,2$	$-0,1$
$C^4H^4K^2O^4 + 2H^2O$	$+1,7$	$-0,9$

	EAU	
	liquide.	solide.
Tricarballylates.		
$C^6H^5K^3O^6 + H^2O$	$+2,3$	$+1,0$
$C^6H^7KO^6 + 2H^2O$	$+5,5$	$+2,9$
Glycollates.		
$C^2H^3NaO^3 + \frac{1}{2}H^2O$	$+1,0$	$+0,4$
$C^2H^2Na^2O^3 + 2H^2O$	$+9,6$	$+7,0$
$C^2H^3KO^3 + \frac{1}{2}H^2O$	$+3,1$	$+2,5$
$(C^2H^3O^3)^2Ca + 3H^2O$	$+5,4$	$+1,5$
$(C^2H^3O^3)^2Ca + 5H^2O$	$+6,2$	$-0,2$
$(C^2H^3O^3)^2Mg + 2H^2O$	$+5,9$	$+3,3$
$(C^2H^3O^3)^2Zn + 2H^2O$	$+3,4$	$+0,8$
Malates.		
$C^4H^5KO^5 + H^2O$	$+0,8$	$-0,5$
$C^4H^5NaO^5 + H^2O$	$+1,0$	$-0,3$
Tartrates.		
$C^4H^4Na^2O^6 + \frac{1}{2}H^2O$	"	$+0,5$
$C^4H^4Na^2O^6 + 2H^2O$	"	$+1,7$
$C^4H^4NaKO^6 + 4H^2O$	"	$+4,3$
$C^4H^4K(SbO)O^6 + \frac{1}{2}H^2O$	$+0,2$	$-0,4$
$C^4H^2K(SbO)O^6 + H^2O$	$+5,5$	$+4,2$
$[C^4H^4(SbO)O^6]^2Ba + 2H^2O$	"	$+4,0$

Formation éthérée.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE depuis les éléments. Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			ÉTHERS MÉTHYLIQUES.				
			Éthers neutres.				
·r formique	$CH^3.CHO^2$	60	+ 87,9	+ 94,8	.. //	+ 95,9	238,7 gaz
butyrique	$CH^3.C^4H^7O^2$	102	.. //	+123,1	.. //	.. //	693,4
benzoïque	$CH^3.C^7H^5O^2$	136	.. //	+ 86,8	.. //	.. //	944,0
cinnamique	$CH^3.C^9H^7O^2$	162	.. //	+ 74,4	.. //	.. //	1213,6
er oxalique	$(CH^3)^2C^2O^4$	118	.. //	+181,7	+186,0	+183,8	398,2
succinique	$(CH^3)^2C^4H^4O^4$	146	.. //	+207,2	+202,3	.. //	703,6 liq.
fumarique	$(CH^3)^2C^4H^2O^4$	144	.. //	+179	.. //	.. //	662,8 }
maléique	»	//	.. //	+172,2	.. //	.. //	669,6 }
er hexahydrotéréphtalique fum.	$(CH^3)^2C^8H^{10}O^4$	200	.. //	+221,1	.. //	.. //	1273,9
tétrahydrotéréphtalique Δ_1	$(CH^3)^2C^8H^8O^4$	198	.. //	+199,2	.. //	.. //	1226,8
dihydrophtaliq. Δ_{1-4}	$(CH^3)^2C^8H^6O^4$	196	.. //	+175,7	.. //	.. //	1181,3
her phtalique (ortho)	$(CH^3)^2C^8H^4O^4$	194	.. //	+167,6	+174,1	.. //	1113,9 sol. }
» » (méta)	»	//	.. //	.. //	+176,6	.. //	1111,7 }
» » (téré)	»	//	.. //	.. //	+175,5	.. //	1112,5 }
ier trimésique	$(CH^3)^3C^9H^3O^6$	252	.. //	.. //	+253,1	.. //	1292,5
tétraméthylénodicarbonique	$(CH^3)^4C^8H^4O^8$	276	.. //	.. //	+387,1	.. //	1302,2
mellique	$(CH^3)^6C^{12}O^{12}$	426	.. //	.. //	+492,8	.. //	1825,6
ier carbonique	$(CH^3)^2CO^3$	90	.. //	+151	.. //	.. //	339,7
tartrique	$(CH^3)^2C^4H^4O^6$	178	.. //	+292,6 droit	.. //	.. //	619,2
				+291,6 racémiq	.. //	.. //	618,2
» citrique	$(CH^3)^3C^6H^5O^7$	234	.. //	+348,2	.. //	.. //	983,5
ther oxybenzoïque (o.)	$CH^3.C^7H^5O^3$	152	.. //	+131,6	.. //	.. //	898,8
» » (p.)	»	//	.. //	+134,4	.. //	.. //	896,0
her méthylgallique	$CH^3.C^7H^5O^5$	184	.. //	+229,1	.. //	.. //	801,3
» méthylanisique	$CH^3.C^8H^7O^3$	166	.. //	+124,4	.. //	.. //	1069,3

thers spéciaux, *v.* t. II, p. 626.

Formation éthérée (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS molé-culaire.	CHALEUR DÉGAGÉE depuis les éléments. Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			ÉTHERS ÉTHYLIQUES.				
Éther formique	$C^2H^5.CHO^2$.....	74	+101,5	+109,3	... //	+111,4	388 gaz
» acétique..........	$C^2H^5.C^2H^3O^2$...	88	+105,2	+116,1	... //	+119,2	537,1
» butyrique.........	$C^2H^5.C^4H^7O^2$....	116	.. //	+128,5	... //	.. //	851,3
» benzoïque.........	$C^2H^5.C^7H^5O^2$....	150	.. //	+ 94,4	... //	.. //	1099,3
Éther oxalique..........	$(C^2H^5)^2C^2O^4$....	146	+184,0	+194,6	... //	+197,7	203,6
» malonique.........	$(C^2H^5)^2C^3H^2O^4$..	160	.. //	+213,5	... //	.. //	860,6
» succinique.........	$(C^2H^5)^2C^4H^4O^4$..	174	.. //	+230,1	... //	.. //	1007,7
Éther diméthylsucciniq. α.	$(C^2H^5)^2C^6H^8O^4$..	202	.. //	+265,8	... //	.. //	1298,2?
» » β.	» ..	//	.. //	+259,1	... //	.. //	1304,9
Éther carbonique........	$(C^2H^5)^2CO^3$.....	118	.. //	+174,3	... //	.. //	642,2
» lactique..........	$C^2H^5.C^3H^5O^3$....	118	.. //	+160,5	... //	.. //	656,0
» citrique..........	$(C^2H^5)^3C^6H^5O^7$..	276	.. //	+362,0	... //	.. //	1459,6
Éther oxybenzoïque (o.).	$C^2H^5.C^7H^5O^3$....	152	.. //	+142	... //	.. //	1051,7
» » (p.).	»	//	.. //	+154,0	... //	.. //	1043,3

Éthers spéciaux, *v*. p. 626-628.

Formation éthérée (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE depuis les éléments. Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			ÉTHERS DIVERS.				
…r phénylbenzoïque…	$C^6H^5.C^7H^5O^2$	198	… //	+ 59,6	… //	… //	1511,3
crésylbenz. (para)..	$C^7H^7.C^7H^5O^2$	212	… //	+ 73,2	… //	… //	1661,0
xylénylbenz. (ortho)	$C^8H^9.C^7H^5O^2$	226	… //	+ 82,3	… //	… //	1815,2
pseudocuménylben..	$C^9H^{11}.C^7H^5O^2$	240	… //	+ 92,0	… //	… //	1968,8
thymylbenzoïque…	$C^{10}H^{13}.C^7H^5O^2$	254	… //	+ 95,6	… //	… //	2128,5
…er eugénolbenzoïque..	$C^{10}H^{11}O.C^7H^5O^2$	268	… //	… //	+ 89,8	… //	2065,3
isoeugénolbenzoïque	… // …	//	… //	… //	+ 99,0	… //	2056,1
bétel phénolbenzoïq.	… // …	//	… //	… //	+ 89,7	… //	2065,4
…er résorcyldibenzoïque.	$C^6H^4(C^7H^5O^2)^2$	318	… //	… //	+130,6	… //	2238,4
…enzoycine…	$C^3H^5(C^7H^5O^2)^3$	404	… //	… //	+232,7	… //	2720,5
…nite hexabenzoïque…	$C^6H^8(C^7H^5O^2)^6$	806	… //	… //	+475,5	… //	5361,9
…aurine…	$C^3H^5(C^{12}H^{23}O^2)^3$	628	… //	… //	+523,3	… //	5707,4
myristine…	$C^3H^5(C^{14}H^{27}O^2)^3$	722	… //	… //	+608,6 ou +560,0	… //	6601,9 ou 6650,5
brassidine…	$C^3H^6O(C^{22}H^{41}O^2)^2$	732	… //	… //	+514,4	… //	6933,7
…ibrassidine…	$C^3H^5(C^{22}H^{41}O^2)^3$	1052	… //	… //	+687,1	… //	1023,6
érucine…	$C^3H^6O(C^{22}H^{41}O^2)^2$	732	… //	… //	+488,6	… //	6979,5
…iérucine…	$C^3H^5(C^{22}H^{41}O^2)^3$	1052	… //	… //	+657,2	… //	10265,5
…her propyloxybenz. (o.)	$C^3H^7.C^7H^5O^3$	180	… //	… //	… //	… //	1206,1
» » (p.)	… // …	//	… //	… //	… //	… //	1201,1
…er isobutyloxybenz.(o.)	$C^4H^4.C^7H^5O^3$	194	… //	… //	… //	… //	1366,3
…er allylacétique…	$C^3H^5.C^2H^3O^2$	100	… //	+150,9	… //	… //	655,8
eugénolacétique…	$C^{12}H^{14}O^3$	206	… //	+155,9	+116,1	… //	1498,5
cétylacétique…	$C^{18}H^{36}O^2$	284	… //	+154	+219,1	… //	2720,3
…er propylbenzoïque…	$C^3H^7.C^7H^5O^2$	164	… //	+ 91,7	+102,0	… //	1255,0
isobutylbenzoïque..	$C^4H^9.C^7H^5O^2$	178	… //	… //	+108,3	… //	1412,0
amylbenzoïque…	$C^5H^{11}.C^7H^5O^2$	192	… //	… //	+113,6	… //	1570,0
…isses animales…	1gr…	//	… //	… //	… //	… //	9500 moy.
…urre…	1gr…	//	… //	… //	… //	… //	9230
…iles végétales…	1gr…	//	… //	… //	… //	… //	9500 moy.

Amides.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
AMIDES D'ACIDES MONOBASIQUES.							
Amides	CH^3AzO	45	//	+62,9	//	+ 64,2	134,9
Amide acétique	C^2H^5AzO	59	//	//	+ 78,4	+ 76,6	282,7
	$C^2H^4O^2$ sol. + H^2O sol.	//	//	//	+ 6,2	//	//
» propionique	C^3H^7AzO	73	//	//	+ 88,4	+ 87,4	436,0
Amide butyrique	C^4H^9AzO	87	//	//	+ 91,6	//	596,1
» » iso.	//	//	//	//	+ 91,7	//	596,0
Amide benzoïque	C^7H^7AzO	121	//	//	+ 49,3	//	852,3
	C^7H^7AzO + H^2O sol.	//	//	//	+ 5,1	//	//
Amide valérique (iso)	$C^5H^{11}AzO$	101	//	//	+ 99,4	//	751,6
» laurique	$C^{12}H^{25}AzO$	199	//	//	+144,4	//	1849,7
» myristique	$C^{14}H^{29}AzO$	227	//	//	+160,1	//	2160,6
» palmitique	$C^{16}H^{33}AzO$	255	//	//	+174,4	//	2472,9
AMIDES D'ACIDES BIBASIQUES.							
Amide oxalique	$C^2H^4Az^2O^2$	88	//	//	+129,7	//	196,9
	$C^2H^4Az^2O^2$ + 2 H^2O sol.	//	//	//	— 0,2	//	//
Acide oxamique	$C^2H^3AzO^3$	89	//	//	+163,3	+156,3	128,8
Imide succinique	C^4H^5AzO	99	//	//	+110,5	//	439,2

Nitriles.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
			NITRILES D'ACIDES MONOBASIQUES.				
…ile formique	CHAz	27	−30,5	−24,8	//	+ 24,4	153,6 (liq.)
» acétique	C^2H^3Az	41	//	+ 0,45	//	//	291,6
» propionique	C^3H^5Az	55	//	+ 8,7	//	//	446,7
» benzoïque	C^7H^5Az	103	//	−33,1	//	//	865,9
…itrile phénylacétiq.	C^8H^7Az	117	//	−27,9	//	//	1023,8
» toluique	//	//	//	−34,8	//	//	1030,7
			NITRILES D'ACIDES BIBASIQUES.				
…ile oxalique	C^2Az^2	52	−73,0	−68,5	//	− 67,1	262,5 (gaz)
» malonique	$C^3H^2Az^2$	66	//	−42,3	//	//	395,1
» succinique	$C^4H^4Az^2$	80	//	−29,8	//	//	545,0
» glutarique	$C^5H^6Az^2$	94	//	−21,3	//	//	699,8

Amines.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molé-culaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Méthylamine	CH^5Az	31	+ 9,9	//	//	//	256,9
Diméthylamine	C^2H^7Az	45	+ 4,1	//	//	//	426,0
Triméthylamine	C^3H^9Az	59	+ 1,4	+ 5,6	//	+14,3	592,0 gaz
Éthylamine	C^2H^7Az	45	+20,4	+27,0	//	+33,3	409,7
Diéthylamine	$C^4H^{11}Az$	73	+32,3	+39,8	//	+48,0	716,9 liq.
Triéthylamine	$C^6H^{15}Az$	101	+36,8	+45,0	//	+55,0	1038,3 liq.
Amylamine	$C^5H^{13}Az$	87	+43,6	+52,4	//	+57,4	867,6 liq.
Benzylamine	C^7H^9Az	107	— 6 env.	+ 2,0	//	+ 4,6	968,6
Aniline (phénylamine)	C^6H^7Az	93	—19,8	—11,2	//	—11,4	818,5 liq.
Méthylaniline	C^7H^9Az	107	//	— 3,4	//	//	974,0
Diméthylaniline	$C^8H^{11}Az$	121	//	— 8,9	//	//	1142,9
Diéthylaniline	$C^{10}H^{15}Az$	149	//	+ 8,7	//	//	1451,8
Diphénylamine	$C^{12}H^{11}Az$	169	//	—22,2	— 25,8	//	1536,9 sol.
Triphénylamine	$C^{18}H^{15}Az$	245	//	//	— 54,1	//	2269,0
Toluidine (ortho)	C^7H^9Az	107	//	+ 5,9	//	//	964,7
» (méta)	»	//	//	+ 5,1	//	//	965,6
» (para)	»	//	//	+ 7,6	+ 11,8	//	958,8
Anilide formique	C^7H^7AzO	121	//	//	+ 40,2	//	861,4
» acétique	C^8H^9AzO	135	//	//	+ 54,1	//	1010,8
Anilide acétique nitrée	$C^8H^8(AzO^2)AzO$	180	//	//	+ 61,5	//	968,9
Anilide propionique	$C^9H^{11}AzO$	149	//	//	+ 60,2	//	1168,0
» butyrique	$C^{10}H^{13}AzO$	163	//	//	+ 68,2	//	1324,3
» benzoïque	$C^{13}H^{11}AzO$	197	//	//	+ 29,1	//	1576,3
» laurique	$C^{18}H^{29}AzO$	275	//	//	+119,5	//	2578,4
» myristique	$C^{20}H^{33}AzO$	303	//	//	+133,1	//	2891,4
» palmitique	$C^{22}H^{37}AzO$	331	//	//	+146,2	//	3204,9

Amines : Neutralisation.

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Le corps anhydre, composants dissous. Composé solide.	Composants gazeux.
		SELS.		
	$CH^5Az + HCl$	$+13,05$	"	"
M…ylamine	» $+ CO^2$	$+9,0$	"	"
	$2CH^5Az + CO^2$	$+16,0$	"	"
	$C^2H^7Az + HCl$	$+11,6$	"	"
D…thylamine	» $+ CO^2$	$+7,9$	"	"
	$2C^2H^7Az + CO^2$	$+12,6$	"	"
	$C^3H^9Az + HCl$	$+8,9$	$+9,4$	$+39,8$
	$2C^3H^9Az + SO^4H^2$	$+21,8$ ou $10,9\times2$	"	"
T…éthylamine	$C^3H^9Az + C^2H^4O^2$	$+8,3$	"	"
	» $+ CO^2$	$+4,4$	"	"
	$2C^3H^9Az + C^2H^2O^4$	$+19,2$ ou $9,6\times2$	"	"
…ate de tétraméthylammo-	$(CH^3)^4HAzO + HCl$	$+13,75$	"	"
…um	$2(CH^3)^4HAzO + SO^4H^2$	$+31,0$ ou $15,5\times2$	"	"
	$C^2H^7Az + HCl$	$+13,2$	$+15,4$	$+45,7$
É…lamine	» $+ C^2H^4O^2$	$+12,9$	"	"
	$2C^2H^7Az + SO^4H^2$	$+30,4$ ou $15,2\times2$	"	"
…ylamine	$C^4H^{11}Az + HCl$	$+12,4$	$+13,9$	$+47,0$
T…hylamine	$C^6H^{15}Az + HCl$	$+9,6$	$+10,2$	$+45,4$
…ylamine	$C^3H^9Az + HCl$	$+13,8$	"	"
…opylamine	$C^9H^{15}Az + HCl$	$+13,5$	"	"
…amine	$C^3H^7Az + HCl$	$+13,5$	"	"
…tylamine	$C^4H^{11}Az + HCl$	$+13,95$	"	"
…butylamine	$C^8H^{19}Az + HCl$	$+13,15$	"	"
	$2C^8H^{19}Az + C^2H^2O^4$	"	$+16,4$	"
	$C^5H^{13}Az + HCl$	$+13,7$	$+15,1$	$+46,3$
…lamine	» $+ CO^2$	$+9,7$	"	"
	$2C^5H^{13}Az + CO^2$	$+16,4$	"	"

Amines : Neutralisation (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Le corps anhydre : Composé solide.	Composants gazeux.	Composants liquides.	Acide solide. Alcali gazeux.
		SELS (*suite*).				
Benzylamine	$C^7H^9Az + HCl$	+12,9	+16,7	+ 4,5 environ.	"	"
	»	+15,5 base liq.	"	"	"	"
Aniline	$C^6H^7Az + HCl$	+ 7,4	+ 9,11	+35,9	"	"
	» $+ AzO^3H$	+ 7,4	+14,1	+36,9	"	+29,1
	» $+ C^2H^4O^2$	+ 3,8 (varie)	"	"	+ 1,5	"
	» $+ C^2H^2O^4$	+ 7,7	"	"	"	"
	» $+ SO^4H^3$	+ 8,4	"	"	"	"
	$2C^6H^7Az + SO^4H^2$	+18,4 ou 9,2×2	+23,0	"	"	+57,8 ou 28,9×
	» $+ CrO^3$	+14,2 ou 7,1×2	"	"	"	"
	» $+ C^7H^6O^2$	+ 5,0	"	"	+ 2,7 [1]	+11,3
Aniline chlorée (ortho).	$C^6H^6ClAz + HCl$	+ 6,3	+10,7	"	"	"
» (méta)	»	+ 6,6	+10,5	"	"	"
» (para)	»	+ 7,2	+10,7	"	"	"
Aniline nitrée (para)	$C^6H^6(AzO^2)Az + HCl$	+ 1,8	"	"	"	"
Méthylaniline	$C^7H^9Az + HCl$	+ 6,9 [2]	"	"	"	"
Diméthylaniline	$C^8H^{11}Az + HCl$	+ 6,8 [2]	"	"	"	"
	$2C^8H^{11}Az + SO^4H^2$	+15,2 [2]	"	"	"	"
Toluidine (para)	$C^7H^9Az + HCl$	+ 7,6	+10,8	"	"	+23,6 ([3]
Éthylène diamine	$C^2H^8Az^2 + HCl$	+12,5	"	"	"	"
	» 2 HCl	+23,5	+31,2	"	"	"
	Base liquide + HCl	+20,1	"	"	"	"
	» 2 HCl	+31,1	+38,6	"	"	"

(1) Acide cristallisé.
(2) Base liquide.
(3) Base solide. Acide gazeux.

Amines : Neutralisation (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	CHALEUR DÉGAGÉE. Composé solide.
	SELS (*suite*).		
Phénylène diamine (ortho).	$C^6H^8Az^2 + HCl$	$+7,0$	″
	» $2HCl$	$+10,1$	″
» (méta).	$C^6H^8Az^2 + HCl$	$+7,0$	″
	» $2HCl$	$+11,7$	″
	» $\frac{1}{2}SO^4H^2$	$+8,3$	″
	» SO^4H^2	$+14,2$	″
	» $C^2H^4O^2$	$+4,4$	″
	» $2C^2H^4O^2$	$+6,0$	″
	» $\frac{1}{2}C^2H^2O^4$	$+6,6$	″
	» $C^2H^2O^4$	$+8,6$	″
» (para).	$C^6H^8Az^2 + HCl$	$+8,8$	″
	» $2HCl$	$+14,7$	″
	» $\frac{1}{2}SO^4H^2$	$+9,6$	″
	» SO^4H^2	″	″
	» $C^2H^4O^2$	$+7,2$	$+19,6$
	» $2C^2H^4O^2$	$+8,4$	″
	» $\frac{1}{2}C^2H^2O^4$	″	$+8,8$
	» $C^2H^2O^4$	″	$+22,2$

Amines : Neutralisation (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	COMPOSANTS. — Base liquide. Acide étendu.	Composé solide.
	SELS (*suite*).				
Pipéridine	$C^5H^{11}Az + HCl$	+13,3	+14,3	+19,8	+20,8
	» $+ SO^4H^2$	+15,5	″	″	″
	$2C^5H^{11}Az + SO^4H^2$	+28,6	″	″	″
Pyridine	$C^5H^5Az + HCl$	+ 5,1	″	″	″
	» $+ SO^4H^2$	+ 6,2	″	+ 7,2	″
	$2C^5H^5Az + SO^4H^2$	+14,2	″	″	″
Quinoléine	$C^9H^7Az + HCl$	″	″	+ 6,8	″
Nicotine	$C^{10}H^{14}Az^2 + HCl$	+ 8,0	″	+14,6	″
	» $+ 2HCl$	+11,5	″	″	″
	» excès HCl	+ 0,5	″	″	″
	$C^{10}H^{14}Az^2 + \frac{1}{2}SO^4H^2$	+ 9,5	″	″	″
	» $+ SO^4H^2$	+13,5	″	″	″
Quinine	Quinine (¹) $+ SO^4H^2$	+15,5	″	″	″
	Quinine (²) $+ SO^4H^2$	+18,7	″	″	″
	2e moléc. de quinine dans le sulfate	+ 5,0 env.	″	″	″
Méthylquinine	$C^{21}H^{28}Az^2O^3 + HCl$	+10,8	″	″	″
Tétraméthyldiamido-diphényl-méthane, etc., *v.* t. II, p. 649.					
Hydrate de triéthylsulfine	$(C^2H^5)^3SHO + HCl$	+13,7	″	″	″
	$2(C^2H^5)^3SHO + SO^4H^2$	+30,8 ou 15,4×2	″	″	″
Oxyde de triéthylstibine	$(C^2H^5)^3SbO + SO^4H^2$	+ 3,65	″	″	″
	» $+ 2HI$	+ 0,8	″	″	″

(¹) Précipitée.
(²) Séchée à 100°.

Amines et amides complexes.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaires.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
ACIDES.						
collamine (acide amido-acétique)	$C^2H^5AzO^2$	75	//	+122,2	+122,2	234,9
amide benzoïque (acide ippurique)	$C^9H^9AzO^3$	179	//	+136,3	//	1012,9
ide glycollique	$C^4H^7AzO^4$	133	//	+122,4	//	396,3
rile »	$C^4H^5Az^3$	95	//	— 41,2	//	590,8
ide diglycollique	$C^6H^9AzO^6$	191	//	+316,3	//	560,0
rile	$C^6H^6Az^4$	134	//	— 73,4	//	846,2
cosine (glycolméthyl-amine)	$C^3H^7AzO^2$	89	//	+127,7	//	560,0
anine (acide amidopropionique ou amine oxypropionique)	$C^3H^7AzO^2$	89	//	+136,1	//	389,2
ide aspartique (ac. malamique)	$C^4H^7AzO^4$	133	//	+231,9	+224,7	386,8
paragine (malammine)	$C^4H^8Az^2O^3$	132	//	+205,1 ou 190,0	//	448,1 ou 463,2
ucine (amine oxycaproïque)	$C^6H^{13}AzO^2$	131	//	+158,4	//	855,9
rosine	$C^9H^{11}AzO^3$	181	//	+157,0	//	1071,2
urine (amine iséthionique)	$C^2H^7AzSO^3$	125	//	+188,5	//	+ 382,9 ac. sulf. ét.

Urée et dérivés.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molé-culaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Carbamate d'ammoniaq	$CO^2Az^2H^6$	78	//	+158,0	//	49,0
Urée	CH^4Az^2O	60	//	+ 80,8	+ 77,2	151,5
Azotate	$CH^4Az^2O.AzO^3H$	123	//	+136,8	+126	//
	$CH^4Az^2O + AzO^3H$ tout diss.	//	//	//	+ 0,4	//
	» tout sol.	//	//	+ 13,8	//	//
Acétate	$CH^4Az^2O + C^2H^4O^2$	120	//	+201,3	+192,5	//
	$CH^4Az^2O + C^2H^4O^2$ tout diss.	//	//	//	0,0	//
	» tout sol.	//	//	+ 1,7	//	//
Oxalate	$2CH^4Az^2O + C^2H^2O^4$	210	//	+290,5	+272,7	//
	Acide + urée. Tout dissous.	//	//	//	+ 0,2	//
	» Tout solide	//	//	+ 8,6	//	//
Glycollate (oxyacétate)	$CH^4Az^2O.C^2H^3O^4$	136	//	+243,4	+235,2	//
	Acide + urée. Tout dissous	//	//	//	+ 0,1	//
	» Tout solide	//	//	+ 2,3	//	//
Oxyacétamate (amido-acétate)	$CH^4Az^2O.C^2H^5AzO^2$	135	//	+207,8	+201,4	//
	Acide + urée. Tout dissous	//	//	//	0,0	//
	» Tout solide	//	//	+ 0,8	//	//
Malonate acide	$CH^4Az^2O.C^3H^4O^4$	164	//	+296,9	+286,2	356,3
	Acide + urée. Tout solide	//	//	+ 2,6	//	//
Diméthylurée	$C^3H^8Az^2O$	88	//	//	+ 75,6	489,3 (dissolut.)
Éthylurée	$C^3H^8Az^2O$	88	//	+ 86,7	+ 84,4	472,2
Urée sulfurée	CH^4Az^2S	76	//	+ 30,5	+ 25,2	//
Azotate	$CH^4Az^2S.AzO^3H$	139	//	+ 82,5	//	//
	Acide + urée. Tout solide	//	//	+ 9,8	//	//
Guanidine	CH^5Az^3	87	//	+ 19,2	+ 28,4	247,6

Urée et dérivés (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
[illegible]dine, azotate...	$CH^5Az^3.AzO^3H$	150	... //	+ 93,5	+ 83,4	207,8
	Ac. diss. + base. Tout dissous	.. //	... //	... //	+ 14,1	... //
	» Tout solide..	.. //	... //	+ 32,1	... //	... //
» sulfate....	$2CH^5Az^3 + SO^4H^2$ tout diss..	.. //	... //	... // + 38,7	+ 31,0	... //
[illegible]dine nitrée.....	$CH^3Az^4O^2$..................	132	... //	+ 22,0	... //	210,5
	$CH^5Az^3 + AzO^3H.H^2O$ t. sol.	.. //	... //	+ 30,3	... //	... //

Uréides.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Formylurée	$C^3H^4Az^2O^2$	88	+119,3	+112,1	207,3
	$CH^2O^2 + CH^4Az^2O.H^2O$; tout solide	//	+ 13,0	//	//
Acétylurée	$C^3H^6Az^2O^2$	104	+129,0	+122,2	360,9
	Ac. + urée — H^2O; tout sol.	//	— 0,2	//	//
Acide oxaluréique	$C^3H^4Az^2O^4$	132	+213,2	//	207,7
»	$C^2H^2O^4 + CH^4Az^2O - H^2O$ solide	//	+ 2,4	//	//
Id. sels	$C^3H^3KAz^2O^4$	170,1	+277,2	//	//
	$C^3H^3AmAz^2O^4$	147	+249,0	//	275,2
Imide oxaluréique (acide parabanique)	$C^3H^2Az^2O^3$	114	+139,2	+134,1	212,7
	$C^2H^2O^4 + CH^4Az^2O - 2H^2O$ solide	//	+ 2,0	//	//
Acide diméthylparabanique	$C^5H^6Az^2O^3$ solide	142	+139,9	+133,3	538,6
Acide glycoluréique (hydantoïque)	$C^3H^6Az^2O^3$	118	+181,6	+175,1	308,4
	$C^2H^4O^3 + CH^4Az^2O - H^2O$	//	+ 10,2	//	//
Acide glycoluréique sulfuré	$C^3H^6Az^2O^2S$	134	+132,4	//	498,5 ac.sulf. dis
Imide glycoluréique (hydantoïne)	$C^3H^4Az^2O^2$	100	+109,0	+102,9	311,9
	$C^2H^4O^3 + CH^4Az^2O + 2H^2O$	//	+ 2,4	//	//
Imide glycoluréique sulfuré	$C^3H^4Az^2OS$	116	+ 58,9	//	503,0
Diuréide glyoxylique (allantoïne)	$C^4H^6Az^4O^3$	158	+170,4	+162,9	413,8
	$C^2H^4O^4 + 2CH^4Az^2O - 3H^2O$	//	+ 18,6	//	//
Diuréide pyruvique	$C^5H^8Az^4O^3$	172	+180,6	//	566,9
Imide malonyluréique (acide barbiturique)	$C^4H^4Az^2O^3$	128	+161,8	//	353,4
	$C^3H^4O^4 + CH^4Az^2O - 2H^2O$ solide	//	+ 7,9	//	//
Imide tartronuréique (acide dialurique)	$C^4H^4Az^2O^4$	144	+202,1*	//	//

Uréides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS molé-culaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
..e hydurilique	$C^8H^6Az^4O^6$	254	+302,9	... //	658,5
Id. : Union des deux ..rps précédents — H^2O	$C^8H^6Az^4O^6 + 2H^2O$ sol.	//	+ 2,6	... //	.... //
Id. tétraméthylé	$C^{12}H^{14}Az^4O^6$	310	+292,8	... //	1321,8
..de tartronimique (uramile)	$C^4H^5Az^3O^3$	143	+170,7	... //	379
..e sulfamique de cet uréide (ac. ..ionurique)	$C^4H^5Az^3O^6S + 1\frac{1}{2}H^2O$	223 (1)	+296,3	+285,6	.... //
..e mésoxaluréique (alloxane)	$C^4H^4Az^2O^5$	160	+238,7	+234,2	276,5
	$C^4H^4Az^2O^5 + 3H^2O$ sol.	//	+ 0,6	... //	.... //
..ile (allox. anhydre)	$C^4H^2Az^2O^4$	142	+161,4	... //	284,8
	$C^4H^2Az^2O^4 + H^2O$ sol.	//	+ 7,0	... //	.... //
..xantine (nitrile mésoxaluréique, .. nitrile tartronuréique)	$C^8H^6Az^4O^8 + 2H^2O$ (2)	322	+514,7	... //	584,7
..améthylalloxantine	$C^{10}H^8Az^4O^8$	312	+374,0	... //	1240,6
..exide (sel de l'acide imidé de ..alloxantine)	$C^8H^8Az^6O^6$ ou $C^8H^5Az^5O^6.AzH^3$	284	+293,7	... //	736,7
..de urique) (nitrile diuréique de ..acide trioxyacrylique)	$C^5H^4Az^4O^3$	168	+148,1	... //	461,4
» sels K.	$C^5H^3KAz^4O^3$	206,1	+207,0	+198,6	.... //
	$C^5H^2K^2Az^4O^3$	244,2	+256,2	... //	.... //
» sel Az.	$C^5H^3AmAz^4O^3$	185	+183	... //	530
..de isourique (cyanuramile)	$C^5H^4Az^4O^3$	168	+150,1	... //	459,4
..de pseudourique (acide uramido-..arbiturique)	$C^5H^6Az^4O^4$	186	+224,5	... //	454,0

(1) On néglige $1\frac{1}{2}H^2O$.

(2) On néglige $2H^2O$.

Uréides (*suite*).

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Xanthine (nitrile diuréique de l'ac. dioxyacrylique?)	$C^5H^4Az^4O^2$	152	+ 91,0*	//	//
Guanine (amine de la xanthine)	$C^5H^5Az^5O$	151	+ 57,4	//	586,6
Théobromine (diméthylxanthine)	$C^7H^8Az^4O^2$	180	+ 90,1	//	846
Caféine (triméthylxanthine)	$C^8H^{10}Az^4O^2$	194	+ 83,4	+ 80,7	1016,0
	» + H^2O sol.	//	+ 0,3	//	//

Composés azoïques.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
		DÉRIVÉ DE L'HYDROXYLAMINE.				
Opianoxime (anhydride).	$C^{10}H^9AzO^4$	207	//	+101,3	//	1152,2
		DÉRIVÉS DE L'HYDRAZINE.				
Phénylhydrazine	$C^6H^8Az^2$	108	+36	+ 38,6	+36,5	805,8
Son hydrate	$2C^6H^8Az^2$ sol. + H^2O sol. = $C^{12}H^{16}Az^2.H^2O$ sol.	//	//	+ 1,55	//	//
	$2C^6H^8Az^2$ liq. + H^2O liq. = $C^{12}H^{16}Az^2.H^2O$ sol.	//	//	+ 8,4	//	//
	$2C^6H^8Az^2$ liq. + H^2O liq. = $C^{12}H^{16}Az^2.H^2O$ liq.	//	+ 0,37	//	//	//

Composés diazoïques.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul.	CHALEUR DÉGAGÉE. Le composé liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Diazobenzol, azotate	$C^6H^4Az^2.AzO^3H$	167	//	— 45,6 — 89,0 (1) — 81,8 (2)	//	782,9
» chlorhydrate	$C^6H^4Az^2.HCl$	140,5	//	//	—45,4 —84,8 (3)	//
Diazotoluol, chlorhydrate (para)	$C^7H^6Az^2.HCl$	154,5	//	//	—24,8 —64,2 (3)	//
Id. (ortho)	//	//	//	//	—25,3* —64,6* (3)	//
Azobenzol	$C^{12}H^{10}Az^2$	182	—84,3	— 79,2	//	1555,8
Hydrazobenzol	$C^{12}H^{12}Az^2$	184	//	— 53,5	//	1599,1
Azoxybenzol	$C^{12}H^{10}Az^2O$	198	—57,8	— 53,5	//	1530,1
Diamidodiphényle (benzidine)	$C^{12}H^{12}Az^2$	184	//	— 14,6	//	1560,9
Diphényline				— 17,1	//	1562,9

(1) Éléments + AzO^3H liq.
(2) Éléments + AzO^3H gaz.
(3) HCl gaz.

Composés azotés divers.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul.	CHALEUR DÉGAGÉE. — Le composé liquide.	solide.	dissous.	CHALEUR de combustion.
Dioxindol	$C^8H^7AzO^2$	149	//	+ 80,2	//	915,7
Isatine	$C^8H^5AzO^2$	147	//	+ 59,0	//	867,8
Isathyde	$C^{16}H^{12}Az^2O^4$	296	//	+145,0	//	1777,8
Indigotine	$C^{16}H^{10}Az^2O^2$	262	//	+ 41,0	//	1812,6
Phénylpyrrol	$C^{10}H^9Az$	143	//	— 30,6	//	1284,1
Camphre cyané	$C^{11}H^{15}AzO$	177	//	+ 58,2	//	1496,3
Albuminoïdes, *voir* t. II, p. 690.						

Formation saline.

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Tout solide : S.
	AMIDES.			
Acide oxamique	$C^2H^3AzO^3 + KOH$	+13,65	+21,05	+27,7
Glycollamine	$C^2H^5AzO^2 + NaOH$	+ 3,0	//	//
	» $+ HCl$	+ 1,0	//	//
Acide hippurique	$C^9H^9AzO^3 + NaOH$	+13,8	//	//
Alanine	$C^3H^7AzO^2 + NaOH$	+ 2,5	//	//
	» $+ HCl$	+ 0,9	//	//
Acide aspartique	$C^4H^7AzO^4 + NaOH$	+ 3,0	//	//
	» $+ 2NaOH$	+ 6,5	//	//
	» $+ HCl$	+ 1,8	//	//
Oxybenzam. (ac. amidobenz.) (o.)	$C^7H^7AzO^2 + NaOH$	+10,5	+10,1	+15,6
» » (m.)	» »	+ 9,3	+ 7,9	+13,5
» » (p.)	» »	+12,1	+10,2	+15,8
» » (m.)	» $+ HCl$	+ 2,75	+ 9,75	//
Acide oxaluréique	$C^3H^4Az^2O^4 + KOH$	+ 5,0 (¹)	//	+30,0
	» $+ AzH^3$	//	//	+24,9 (²)
Acide glycoluréique	$C^3H^6Az^2O^3 + KOH$	+13,3 env.	//	//
Diuréide glyoxylique (allantoïne)	$C^4H^6Az^4O^3 + KOH$	+ 5,2	//	//
Imide maloxyluréique (ac. barbiturique)	$C^4H^4Az^2O^3 + KOH$	//	//	+30,4
	» $+ 2KOH$	+ 3,9	//	//
Acide hydurilique	$C^8H^6Az^4O^6 + KOH$	//	//	+31,9
	» $+ 2KOH$	+21,8 (¹)	//	//
	» $+ 3KOH$	+24,4 (¹)	//	//

(¹) Acide solide.
(²) AzH^3 gaz.

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	Tout solide : S.
		AMIDES (*suite*).		
Uramile	$C^4H^5Az^3O^3$ + KOH excès	+ 1,6 (1)	//	//
Acide thionurique	$C^4H^5Az^3O^6S$ + KOH	+13,8	//	//
	» + 2 KOH	+27,5	//	//
	» + Na OH	+13,8	//	//
	» + 2 Na OH	+27,6	//	//
	» + AzH^3	+12,7	//	//
	» + 2 AzH^3	+25,1	//	//
Acide urique	$C^5H^4Az^4O^3$ + KOH	//	//	+23,8
	» + 2 KOH	//	//	+37,5
	» + Na OH	//	//	+17,2
	» + 2 Na OH	//	//	+27,2
	» + AzH^3 gaz	//	//	+22,7
Acide pseudourique	$C^5H^4Az^4O^3$ + KOH	+14,7 (1)	//	+34,1 (2)
Phénylhydrazine	$C^6H^8Az^2$ + HCl	+ 8,2	+14,2	+29,5 (4)
	$C^6H^8Az^2$ + HCl	+ 6,1 (3)	+12,1	//
	$C^6H^8Az^2$ + SO^4H^2	+ 8,8	//	//
	2 $C^6H^8Az^2$ + SO^4H^2	+18,8	//	//
	$C^6H^8Az^2$ + $C^2H^4O^2$	+ 5,1	//	//
	» + 2 $C^2H^4O^2$	+ 6,4	//	//
	» + CO^2	+ 3,1	//	//
	2 $C^6H^8Az^2$ + CO^2	+4,8 varie	//	//
Benzidine	$C^{12}H^{12}Az^2$ sol. + 2 HCl gaz	//	+48,9	//
	» + HCl gaz	//	+27,0	//
Azophénol (o.)	$C^{12}H^{10}Az^2O^2$ sol. + 2 Na OH	+ 4,2	//	//
» (p.)	» + 3 Na OH	+ 7,1	//	//

(1) Acide solide.
(2) Sel contenant H^2O.
(3) Base solide.
(4) HCl gaz. Base solide.

Formation saline (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE. Tout dissous : N.	Composé solide.	S.
	AMIDES (*suite*).			
Phénolazotoluène	$C^{13}H^{12}Az^2O + NaOH$	+ 2,2	//	//
Acide azobenzoïque (p.)	$C^{14}H^{10}Az^2O^4$ sol. + 2 NaOH	+12,7	+14,5	+36,7
» (m.)		+13,1	+ 8,7	+30,9
	$C^{14}H^8Na^2Az^2O^4 + H^2O$ sol.	+ 1,7	//	//
Acide azocuminique	$C^{20}H^{32}Az^2O^4$ sol. + 2 NaOH	+12,7	+ 5,8	+28,0
Acide hydrazocuminique	$C^{20}H^{24}Az^2O^4$ sol. + 2 NaOH	+16,9	+ 6,3	+28,5
Éther cyanomalonique	$(C^2H^5)^2C^3HCyO^4 + NaOH$	+15,2	+17,3	//
	» $+ \frac{1}{2} BaOH^2O$	+15,0	+12,6	//
	Sel Ba + $4H^2O$ sol.	//	− 3,0	//

ADDITIONS ET CORRECTIONS.

Page 13, au milieu :

Au lieu de : l'écart thermique entre le brome gazeux et le brome solide sera égal à 3,04, *lisez :* 5,0.

Page 36, poids atomiques :

Ajoutez : Germanium. — Ge... 72,4.

Iridium. — *Au lieu de :* 193, *lisez :* 198.

Or. — *Au lieu de :* 197, *lisez :* 199.

Platine. — *Au lieu de :* 194,9, *lisez :* 197.

Scandium. — *Au lieu de :* 44, *lisez :* 88.

Titane. — *Au lieu de :* 48,1, *lisez :* 50.

Vanadium. — *Au lieu de :* 51,3, *lisez :* 102,6.

Au lieu de : Ytterbium Y, *lisez :* Yb.

» Yttrium Yb, » Y.

Page 44, ligne 2 :

Au lieu de : Oz, *lisez :* Oz^2.

Page 49 :

Au lieu de : H^2O^2, *lisez :* H^2O, à diverses lignes.

Page 53, au milieu :

Au lieu de : H Br dissous... +23,3, *lisez :* +32,3.

Page 54 :

Au lieu de : H^2O^2, *lisez :* H^2O, à diverses lignes.

Page 57, même correction.

Page 67, au bas :

Au lieu de : à 0°..... 8,52, *lisez :* 8,50.

» à 100°... 9,17, » 9,04.

Page 68 :

Au lieu de : H^2O^2, *lisez :* H^2O, à diverses lignes.

Page 70, dernière ligne :

Au lieu de : non dissoute, *lisez :* dissoute.

Page 85, ligne 8, en remontant :

Au lieu de : 36,0, *lisez :* 36,6.

Page 91, lignes 3, 4, 5, en remontant :

Au lieu de : 91,9, *lisez :* 92,0.

» 103,7, » 103,8.

» 141,0, » 141,1

Page 100 :

ACIDE SÉLÉNIQUE.

Se amorphe + O^4 + H^2 = SeO^4H^2 crist.	+135,0	liq...	+131,5
Se métallique » .	+129,3	liq...	+125,8
Se amorphe + O^3 + H^2O liq..........	+ 66,0	liq...	+ 62,5
Se métallique + O^3 + H^2O liq..........	+ 60,3	liq...	+ 54,8
Se O^2 sol. + O + H^2O sol..........	+ 6,6		

SeO^4H^2.

Chaleur de fusion : 3,45.
Température de fusion : +57°.

SeO^4H^2 sol. + H^2O sol. = SeO^4H^2 sol....................	+4,6
SeO^4H^2 liq. + H^2O liq. = SeO^4H^2 liq....................	+4,8

$SeO^4H^2.H^2O$.

Chaleur de fusion : 4,6.
Température de fusion : +23°.
Réactions mesurées. — Action de l'eau sur l'acide sélénique dans ses divers états.

RENÉ METZNER, *C. R.*, CXXIII, 998.

Page 102, ligne 6, après les mots chaleur spécifique moléculaire :
Ajoutez : élémentaire.
Au lieu de : 9,13, *lisez :* 9,16.
» 10,74, » 10,30.

Page 107, avant-dernière ligne :
Au lieu de : 18,5, *lisez :* 18,4.

Page 109 :
Au lieu de : H^2O^2, *lisez :* H^2O, à diverses lignes.

Page 169. *Ajoutez :* CHLORURE CYANURIQUE. $C^3Az^3Cl^3$ = 184,5...solide.

C^3 + Az^3 + Cl^3 = $C^3Az^3Cl^3$.......................... + 5,2

Réaction mesurée :

$C^3Az^3Cl^3$ + $\frac{3}{2}H^2O$ + $4\frac{1}{2}O$ + eau = $3CO^2$ + 3HCl diss. + 3Az.... +293,7

LEMOULT, *C. R.*, CXXIV, 84.

3CAzCl liq. = $C^3Az^3Cl^3$ sol................ +86,1 ou 28,7 × 3

Page 170. CYANURAMIDE OU MÉLAMINE. $C^3Az^6H^6$ = 126...solide.

C^3 + Az^3 + H^6 = $C^3Az^6H^6$.......................... +21,9

Réaction mesurée. — Chaleur de combustion.

LEMOULT, *C. R.*, CXXIV, 86.

$3CH^2Az^2$ = $C^3H^6Az^6$.................... +15,5 × 3 ou 46,5

Page 171, vers le milieu :
Au lieu de : +72,9, *lisez :* +72,41.
» +75,8, » +70,1.

Page 178, dernière ligne :

KOH + H^2O... *Au lieu de :* +0,9, *lisez :* +8,9.

Page 179 :
Au lieu de : KHO^2, *lisez :* KHO.
» H^2O^2, » H^2O.

Page 188, ligne 10, en remontant :
Au lieu de : $2IO^4K$, *lisez :* $2IO^4K + K^2O$.

Page 192, à la suite. SÉLÉNIATE DE POTASSE. SeO^4K^2.

Neutralisation : $2KOH$ diss. + SeO^4H^2 diss .. . +31,3 ou +15,6 × 2
KOH diss. + SeO^4H^2 diss .... +15,0

RENÉ METZNER, *C. R.*, CXXIII, 998.

Page 205, ligne 12, en remontant :
Écrire ainsi : $ClONa$ diss. = $NaCl$ diss. + O, sels diss.. +11,9, *effacer :* +17,4.

Page 217 :
D'après M. Guntz, qui a opéré avec du lithium plus pur que M. Thomsen, la chaleur de formation de tous les composés du lithium doit être augmentée de $+3^{Cal},2$. Il a trouvé, en effet :

Li + H^2O + eau = $LiOH$ étendu + H .... $+52^{Cal},3$

GUNTZ, *C. R.*, CXXIII, 694.

HYDRURE DE LITHIUM. LiH = 8...solide.

Li + H = LiH sol ..... +18,4 (d'après les nombres de la p. 217)
» ..... +21,6 (d'après Guntz)

Réaction mesurée :

LiH + H^2O + eau = $LiOH$ étendu + H^2 .... +31,6

GUNTZ, *C. R.*, CXXIII, 694.

AZOTURE DE LITHIUM. Li^3Az = 35...solide.

Li^3 + Az = Li^3Az .... +37,2 (d'après T.)
» .... +49,5 (d'après G.)

Réaction mesurée :

Li^3Az + 3 H^2O + eau = 3 $LiOH$ étendue + AzH^3 étendue.... $+131^{Cal},1$

GUNTZ.

Page 229, ligne 5, en remontant :
Au lieu de : +55,7, *lisez :* +59,7.

Ligne 5 :
Au lieu de : $C^2 + H^2 + Az^2 = CH^2Az^2$, *lisez :* $C + H^2 + Az^2 = CH^2Az^2$ solide.

Ajoutez :

Cyanuramide : $C^3 + H^6 + Az^6 = C^3H^6Az^6$... $+21^{Cal},9$ (*voir* plus haut).

Page 248, ligne 6, en remontant :
Au lieu de : A + 64,9, *lisez :* A + 65,6.

Page 249, bromure de baryum :
Au lieu de : A + 39,0, *lisez :* A + 39,2.
» A + 46,0, » A + 46,6.

Page 250, ligne 6 :
Au lieu de : A + 92,0, *lisez :* A + 93,4.

Page 250, ligne 6 :
Ajoutez à la suite : A + 41,8.

Ligne 7 :
Ajoutez à la suite : +23,8.

Page 252. SÉLÉNIATE DE BARYTE. SeO^4Ba.

Neutralisation :

SeO^4 diss. + BaO diss. = SeO^4Ba précip. + H^2O.......... $+36^{Cal},9$

Réaction mesurée :

SeO^4H^2 diss. + $BaCl^2$ diss.................................. $+6^{Cal},1$

R. Metzner, *C. R.*, CXXIII, 998.

Page 271, ligne 9, en remontant :
Au lieu de : 16,74, *lisez :* 167,4.

Page 295, ligne 10 :
Au lieu de : +92,5, *lisez :* +90,5.
» +90,5, » +78,5.

Page 296, ligne 5, en remontant :
Au lieu de : +374,1, *lisez :* +80,3.
Ligne 4, en remontant :
Au lieu de : +363,3, *lisez :* +138,9.

Page 298, ligne 4 :
Au lieu de : +50,4×3, *lisez :* +50,7×3.

Page 302 :
Au lieu de : $NiBr^2$ = 258,8, *lisez :* 218,8.

Page 319 :
Au lieu de : $CuCl^2$ = 134,3; *lisez :* 133,8.

Page 343. SÉLÉNIATE DE PLOMB. SeO^4Pb.

Neutralisation :

SeO^4H^2 diss. + PbO .... +19,8

Réaction mesurée :

SeO^4Na^2 diss. + Az^2O^6Pb diss. .... + 0,6

R. Metzner.

Page 343, au milieu :
Au lieu de : +98,2, *lisez :* +97,2.

Page 356, ligne 3 :
Au lieu de : KBr^2, *lisez :* $HgBr^2$+...

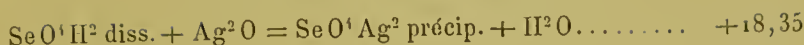
Ligne 6 :
Au lieu de : $HgBr^2$ + 4 KBr^2, *lisez :* 4KBr...

Page 357, ligne 8, en remontant :
Au lieu de : 3KI, *lisez :* 6KI.

Page 367, ligne 10 :
Au lieu de : 910°, *lisez :* 964° env.

Page 373, ligne 5, en remontant :
Au lieu de : +3,9, *lisez :* +3,0.

Page 372. SÉLÉNIATE D'ARGENT. SeO^4Ag^2.


SeO^4H^2 diss. + Ag^2O = SeO^4Ag^2 précip. + H^2O .... +18,35

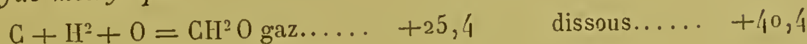
Réaction mesurée :


SeO^4K^2 diss. + 2 Az^2O^3Ag diss .... + 2,12

R. METZNER, *C. R.*, CXIII, 1896.

Page 466, ligne 6 :
Après : +397,2, *ajoutez :* liquide.

Page 509 :
Aldéhyde méthylique :


C + H^2 + O = CH^2O gaz...... +25,4 dissous...... +40,4

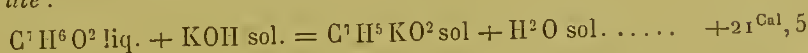
Chaleur de combustion : +137,0 gaz. DELÉPINE.

Réactions mesurées :

1° Action de l'ammoniaque sur l'hexaméthylénamine.
2° Chaleur de combustion de cette dernière base.

Page 525, à la suite de l'aldéhyde salicylique :

Salicylite :


$C^7H^6O^2$ liq. + KOH sol. = $C^7H^5KO^2$ sol + H^2O sol. ..... +21^{Cal},5

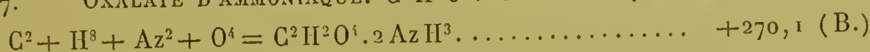
RIVALS, *C. R.*, CXXIV, 368.


PARASALICYLE. $C^{14}H^{10}O^3$ = 226.

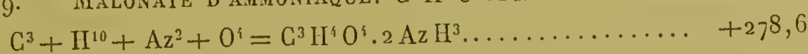

C^{14} + H^{10} + O^3 = $C^{14}H^{10}O^3$ sol .... +74^{Cal},9

Chaleur de combustion : +1590,3.

Page 567. OXALATE D'AMMONIAQUE. $C^2H^2O^4.2AzH^3$ = 124 solide.

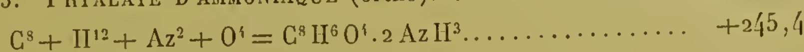

C^2 + H^8 + Az^2 + O^4 = $C^2H^2O^4.2AzH^3$ .... +270,1 (B.)

Page 569. MALONATE D'AMMONIAQUE. $C^3H^4O^4.2AzH^3$ = 138 solide.


C^3 + H^{10} + Az^2 + O^4 = $C^3H^4O^4.2AzH^3$ .... +278,6

Chaleur de combustion : +349,6 (St.).

Page 583. PHTALATE D'AMMONIAQUE (ortho). $C^8H^6O^4.2AzH^3$ = 200 solide.

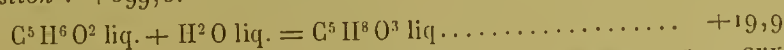

C^8 + H^{12} + Az^2 + O^4 = $C^8H^6O^4.2AzH^3$ .... +245,4

Chaleur de combustion : +923,0 (St.).

Page 605. ANHYDRIDE LÉVULIQUE (olide). $C^5H^6O^2$ = 98 liquide.

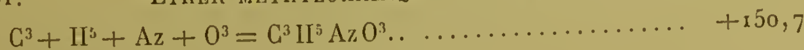

C^5 + H^6 + O^2 = $C^5H^6O^2$ .... +79,0

Combustion : +599,5.


$C^5H^6O^2$ liq. + H^2O liq. = $C^5H^8O^3$ liq .... +19,9

B. et AN., *C. R.*, CXXIV, 645.

Page 631. ÉTHER MÉTHYLOXAMIQUE. $C^3H^5AzO^3$ = 103.


C^3 + H^5 + Az + O^3 = $C^3H^5AzO^3$ .. .. +150,7

Combustion : +304,7 (St., *J. pr. Ch.*, LV, 266).

Éther éthyloxamique. $C^4H^7AzO^3 = 117$.

$C^4 + H^7 + Az + O^3 = C^4H^7AzO^3$ .... +161,0

Combustion : +457,7 (St.).

Page 632. Amide malonique. $C^3H^6Az^2O^2 = 102$.

Formation par les éléments. +131,1 | Combustion.......... +358,8 (St.)

Diméthylamide malonique. $C^5H^{10}Az^2O^2 = 130$.

Formation par les éléments. +130,5 | Combustion.......... +686,0 (St.)

Diéthylamide malonique. $C^7H^{14}Az^2O^2 = 158$.

Formation par les éléments. +148,0 | Combustion.......... +995,1 (St.)

Amide succinique. $C^4H^8Az^2O^2 = 116$.

Formation par les éléments. +143,5 | Combustion.......... +509,7 (St.)

Amide phtalique. $C^8H^8Az^2O^2 = 164$.

Formation par les éléments. +108,7 | Combustion.......... +921,7

Phtalimide. $C^8H^5AzO^2 = 147$.

Formation par les éléments. + 76,7 | Combustion.......... +850,2

Acide phtalamique. $C^8H^7AzO = 165$.

Formation par les éléments. +145,2 | Combustion.......... +850,7 (St.)

Page 642. Anilide formique. $C^7H^7AzO = 121$.

Formation par les éléments... .... + 40,2 crist.

Anilide propionique. $C^9H^{11}AzO = 149$.

Formation par les éléments............... + 60,2 crist.

Anilide butyrique. $C^{10}H^{13}AzO = 163$.

Formation par les éléments............... + 68,2 crist.

Anilide laurique. $C^{18}H^{29}AzO = 275$.

Formation par les éléments............... +119,5 crist.

Anilide myristique. $C^{20}H^{33}AzO = 303$.

Formation par les éléments............... +133,2 crist.

Anilide palmitique. $C^{22}H^{37}AzO = 331$.

Formation par les éléments............... +146,2 crist.

Sr.

Anilide oxalique. $C^{14}H^{12}Az^2O^2 = 240$.

Formation par les éléments............................ + 68,8

Acide aniloxalique. $C^8H^7AzO^3 = 165$.

Formatiou par les éléments...... .... +132,8

Éther éthylaniloxalique. $C^{10}H^{11}AzO^3 = 193$.

Formation par les éléments............................ +131,3

ANILIDE OXAMIQUE. $C^8H^8Az^2O^2 = 164$.

Formation par les éléments.............................. + 92,9

ANILIDE MALONIQUE. $C^{15}H^{14}Az^2O^2 = 254$.

Formation par les éléments.............................. + 79,5

ACIDE ANILOMALONIQUE. $C^9H^9AzO^3 = 179$.

Formation par les éléments.............................. +145,8

ANILIDE MALAMIQUE. $C^9H^{10}Az^2O^2 = 178$.

Formation par les éléments.............................. +104,8

ANILIDE SUCCINIQUE. $C^{16}H^{16}Az^2O^2 = 268$.

Formation par les éléments.............................. + 89,5

ACIDE ANILOSUCCINIQUE. $C^{10}H^{11}AzO^3 = 193$.

Formation par les éléments.............................. +156

ANILIDE SUCCINAMIQUE. $C^{12}H^{12}Az^2O^2 = 192$.

Formation par les éléments.............................. +112,4

AMILIDE PHTALIQUE. $C^{20}H^{16}Az^2O^2 = 316$.

Formation par les éléments.............................. + 54,8

ACIDE ANILOPHTALIQUE. $C^{14}H^{11}AzO^3 = 241$.

Formation par les éléments.............................. +121,8

ANILIDE PHTALAMIQUE. $C^{14}H^{12}Az^2O^2 = 240$.

Formation par les éléments.............................. + 83,1

ANILIMIDE PHTALIQUE. $C^{14}H^9AzO^2 = 223$.

Formation par les éléments.............................. + 51,6 (St.)

Page 652, au milieu :

Au lieu de : SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE, *lisez :* CYANATE D'AMMONIAQUE.

ÉTHER CARBANILIQUE. $C^9H^{11}AzO^2 = 165$.

Formation par les éléments.............................. + 65,4 (St.)

Page 653. *Chlorure cyanurique :*

$C^3 + Az^3 + Cl^3 = C^3Az^3Cl^3$ sol. — *Au lieu de :* +107,9, *lisez :* + 5,2.
$3\,CAzCl$ liq. $= C^3Az^3Cl^3$ *Au lieu de :* +188,6, *lisez :* +86,1 ou +28,7×3.

Réaction mesurée :

$C^3Az^3Cl^3 + \frac{3}{2}H^2O$ + eau + $\frac{9}{2}O = 3\,CO^2$ gaz + $3\,HCl$ diss. + $3\,Az$.... +293,7

LEMOULT, *C. R.*, CXXIV, 84.

Cy^3Cl^3 sol. + $3\,H^2O$ liq. = $Cy^3O^3H^3$ sol. + $3\,HCl$ gaz..... +20,1 ou +6,7×3

URÉE ANILIQUE. $C^7H^8Az^2O = 136$.

Formation par les éléments.............................. + 56,1

URÉE DIANILIQUE SYMÉTRIQUE. $C^{13}H^{12}Az^2O = 212$.

Formation par les éléments .... + 27,1

URÉE DIANILIQUE ASYMÉTRIQUE. $C^{13}H^{12}Az^2O = 212$.

Formation par les éléments .... + 25,7

URÉE DE LA DIPHÉNYLAMINE. $C^{25}H^{20}Az^2O = 364$.

Formation par les éléments .... — 27,2 (St.)

Page 654 :

Tricyanamide :

$C^3 + H^6 + Az^6 = C^3H^6Az^6$ crist. — *Au lieu de :* +20,9, *lisez :* +21,9.
$3CH^2Az^2 = C^3H^6Az^6$ *Au lieu de :* +41,8, *lisez :* +46,5 ou +15,5×3.

Page 669 et 672 :

ACIDE HIPPURIQUE. — *Au lieu de :* +136,3, *lisez :* +146,3.

Effacez =, avant $C^9 + H^9 + Az + O^3$, et *ajoutez* après le signe = *au lieu de* +.

ACIDE TOLURIQUE (Amide de l'acide toluique et de la glycollamine).

$C^{10}H^{11}AzO^3 = 193$ crist.

Formation par les éléments (*o*)....	+154,3	Combustion....	+1068,2
» (*m*)....	+154,9	»	+1067,6
» (*p*)....	+154,4	»	+1068,1

ST., *J. pr. Ch.*, N. F., LIII, 345.

ACIDE PHÉNACÉTURIQUE. $C^{10}H^{11}AzO^3 = 193$ crist.

Par les éléments .... +157,0 | Combustion .... +1065,5

BENZOLALANINE. $C^{10}H^{11}AzO^3 = 193$.

Par les éléments .... +153,8 | Combustion .... +1068,7

BENZOLSARCOSINE. $C^{10}H^{11}AzO^3 = 193$.

Par les éléments .... +141,6 | Combustion .... +1080,9

TOLUYLALANINE. $C^{11}H^{13}AzO^3 = 207$.

Par les éléments (*o*)......	+163,5	Combustion...........	+1322,3
» (*p*).....	+165,8	»	+1320,3

ACIDE ANISURIQUE. $C^{10}H^{11}AzO^4 = 209$.

Par les éléments .... +186,8 | Combustion .... +1135,7

ST.

Page 673, à la suite de l'acide aspartique :

$C^4H^7AzO^4$ diss. + HCl diss .... +1,8

FIN DU TOME II.

TABLE ANALYTIQUE DES MATIÈRES

DU TOME II.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE MINÉRALE.

Pages.

LIVRE I. — MÉTALLOIDES.

PREMIÈRE DIVISION. — Composés hydrogénés.

DEUXIÈME DIVISION. — Composés oxygénés.

TROISIÈME DIVISION. — Composés formés par les éléments halogènes.

QUATRIÈME DIVISION. — Composés formés par le soufre et analogues.

CINQUIÈME DIVISION. — Composés formés par l'azote et le carbone.

LIVRE II. — MÉTAUX.

PREMIÈRE DIVISION. — Métaux alcalins.

DEUXIÈME DIVISION.

TROISIÈME DIVISION. — Métaux alcalino-terreux.

QUATRIÈME DIVISION. — Métaux de la série magnésienne.

CINQUIÈME DIVISION. — Métaux de la série aluminique.

SIXIÈME DIVISION.

SEPTIÈME DIVISION.

HUITIÈME DIVISION.

NEUVIÈME DIVISION.

DIXIÈME DIVISION.

ONZIÈME DIVISION.

DOUZIÈME DIVISION. — Platine et congénères.

DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

LIVRE III.

PREMIÈRE DIVISION. — Carbures d'hydrogène.

DEUXIÈME DIVISION. — Alcools.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION. — *Alcools proprement dits.*

TROISIÈME DIVISION. — Aldéhydes.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION. — *Aldéhydes proprement dits.*

DEUXIÈME SOUS-DIVISION. — *Acétones.*

TROISIÈME SOUS-DIVISION. — *Camphres.*

QUATRIÈME SOUS-DIVISION. — *Quinone.*

QUATRIÈME DIVISION. — Acides.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION. — *Acides à fonction simple.*

DEUXIÈME SOUS-DIVISION. — *Acides à fonction complexe ou mixte.*

CINQUIÈME DIVISION. — Composés azotés.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION. — *Amides des acides à fonction simple.*

TABLEAUX NUMÉRIQUES.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES DU TOME II.



PARIS. — IMPRIMERIE GAUTHIER-VILLARS ET FILS,
23539 Quai des Grands-Augustins, 55.